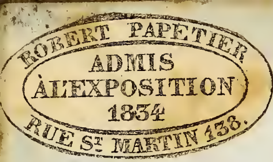

ROBERT PAPETIER
ADMIS
À L'EXPOSITION
1834
RUE St MARTIN 138.

LEÇONS

DE CHIMIE

APPLIQUÉE

A LA TEINTURE.

Paris, imprimerie de Decourchant,

RUE D'ERFURTH, N° 1, PRÈS DE L'ABBAYE.

LEÇONS
DE CHIMIE
APPLIQUÉE
A LA TEINTURE,

PAR M. E. CHEVREUL,

MEMBRE DE L'INSTITUT, DE LA SOCIÉTÉ ROYALE DE LONDRES,
DE L'ACADÉMIE ROYALE DES SCIENCES DE STOCKHOLM,
PROFESSEUR DE CHIMIE APPLIQUÉE AUX ARTS AU JARDIN DU ROI,
DIRECTEUR DES TEINTURES DES MANUFACTURES ROYALES.

TOME SECOND.

16e A 30e LEÇON.

PARIS,
PICHON ET DIDIER, ÉDITEURS
Des Cours de MM. VILLEMAIN, COUSIN, GUIZOT, LAUGIER, GEOFFROY-SAINT-HILAIRE, etc.,
QUAI DES AUGUSTINS, N° 47.

1830

SEIZIÈME LEÇON.

MAGNÉSIUM (Mg).

QUARANTE-SIXIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — MAGNÉSIUM.

I. NOMENCLATURE.

Le magnséium a d'abord été appelé *magnium*.

Magnésium vient de *magnésie*, nom d'une base alcaline d'où ce corps a été retiré.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le magnésium est solide, fusible et fixe, du moins à une chaleur rouge cerise.

Il est plus dense que l'eau.

Son poids atomistique est de 294,258.

Il est blanc.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elles ont été peu étudiées, par la raison que le magnésium n'a été obtenu qu'en très-petite quantité, et par quelques chimistes seulement.

On sait qu'en en élevant la température au milieu de l'air, il brûle avec une flamme rouge, et se convertit en oxide de magnésium ou magnésie.

On sait qu'il s'unit à tous ou à la plupart au moins des corps qui sont en général électro-négatifs, comme le phtore, le chlore, le brome, l'iode, etc.; mais ces combinaisons n'ont point été produites directement avec le magnésium.

Ce métal décompose l'eau à la température ordinaire; il en résulte de l'hydrogène et du protoxide de magnésium. L'acide hydrochlorique ajouté à l'eau en accélère la décomposition.

IV. PRÉPARATION.

En traitant de la manière dont la chimie procède pour reconnaître la nature composée des corps, j'ai eu l'occasion de vous parler de la décomposition de l'eau par la pile voltaïque (Ire *leçon, page* 28); lorsque cet instrument est isolé, une de ses extrémités ou *pôles* est chargée d'électricité positive, tandis que l'autre l'est d'électri-

cité négative; si l'on met les *pôles* en communication au moyen d'un fil métallique, les électricités positive et négative se réunissent dans ce fil, tandis que l'appareil lui-même donne lieu à un nouveau développement d'électricités contraires qui se réunissent encore dans le fil; ces actions se continuant un certain temps, elles produisent un *courant électrique*. Nous avons vu que l'eau, qui est d'ailleurs capable de conduire l'électricité, se décompose lorsqu'elle est exposée à l'action de ce courant, l'affinité de ses principes étant inférieure à la *double action* qui sollicite chacun d'eux à se porter à un des pôles de la pile : je dis double action, parce que le principe qui se porte à un pôle, y va en vertu de la force attractive de ce même pôle et en vertu de la force répulsive de l'autre pôle.

Que l'on fasse une boule avec un mélange humide de 1 partie de peroxide de mercure, et de 3 parties d'oxide de magnésium, qu'on la façonne en capsule, et qu'on la place sur une lame de platine isolée qu'on fera communiquer au pôle positif de la pile; qu'on mette dans la capsule un globule de mercure, dans lequel on plongera l'extrémité du fil négatif de la pile; il arrivera, en supposant l'électricité suffisamment

énergique, qu'une partie de l'eau, de l'oxide de magnésium et du peroxide de mercure, se décomposera ; leur oxigène se portera vers la lame de platine électrisée positivement, et leur hydrogène, leur magnésium et leur mercure iront au pôle négatif : là, l'hydrogène se dégagera, tandis que les deux métaux feront un amalgame : on prendra cet amalgame, et, en le distillant dans une très-petite cornue de verre vide d'air, ou pleine de gaz azote ou d'hydrogène, le magnésium restera, tandis que le mercure se distillera. Ce procédé est de MM. Berzelius et Pontin.

Sir H. Davy a réduit l'oxide de magnésium en le chauffant au blanc, et dirigeant ensuite dessus du potassium en vapeur. Il est probable que son chlorure céderait de même à l'action du potassium.

V. HISTOIRE.

La magnésie fut décomposée en 1808 par sir H. Davy.



SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU MAGNÉSIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS ÉTUDIÉS PRÉCÉDEMMENT.

CHAPITRE II.

§ Ier.

OXIDE DE MAGNÉSIUM ($\ddot{M}g$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	40,46	2	200,00
Magnesium	59,54	1	294,26
	100,00	poids at.	494,26

II. NOMENCLATURE.

Magnésie, magnésie calcinée, magnésie anhydre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

La magnésie est en poudre, infusible au feu de nos fourneaux ordinaires, mais fusible dans la

flamme du chalumeau de Newman, et le feu électrique d'une forte batterie.

Sa densité est de 2,3.

Elle est parfaitement blanche.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle ne s'altère pas.*

De toutes les bases salifiables examinées jusqu'ici, il n'y a que l'ammoniaque qui soit comparable à la magnésie, sous le rapport de l'énergie de ses propriétés alcalines.

La magnésie neutralise très-bien les acides.

Elle est soluble dans l'eau, et ce qu'il y a de remarquable, plus à la température ordinaire qu'à celle de 100° : suivant M. Fife, à 15d,5 l'eau en dissout $\frac{1}{5760}$, et à 100° $\frac{1}{36000}$.

Cette dissolution agit comme un alcali sur la teinture des violettes et l'hématine, c'est-à-dire qu'elle verdit la première et fait passer la seconde au pourpre.

Elle est susceptible de former un hydrate solide avec l'eau; c'est à cet état de combinaison que se trouve la magnésie obtenue de la précipitation d'un sel par la potasse.

Elle est soluble dans les acides hydrochlo-

rique, nitrique, sulfurique, et même hydrosulfurique.

Le chlore, la magnésie et l'eau *paraissent* donner naissance à du chlorate et à de l'hydrochlorate de magnésie, du moins quand l'eau n'est pas en trop grande quantité; car dans ce cas il se forme un chlorure de magnésie.

L'iode, la magnésie et l'eau donnent naissance à de l'iodate et de l'hydriodate de magnésie.

Elle est insoluble dans l'ammoniaque.

L'iode, le soufre, le phosphore en vapeur paraissent être sans action sur la magnésie rouge de feu.

B. *Cas où elle est altérée.*

Le chlore que l'on fait passer sur la magnésie chauffée au rouge en expulse de l'oxigène, et se combine au magnésium. Pour 1 volume d'oxigène expulsé, il y en a 2 de chlore qui sont fixés.

Le potassium s'empare de son oxigène.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle est inodore, insipide ou presque insipide; si on lui trouve un goût urineux lorsqu'on la met dans la bouche, c'est qu'elle dégage de l'ammoniaque des sels contenus dans la salive, et que cette ammoniaque, devenue libre, agit sur la membrane pituitaire.

VI. ÉTAT NATUREL.

Elle existe dans la nature à l'état de borate, de carbonate, de sulfate, de nitrate, d'hydrochlorate, de silicate.

VII. PRÉPARATION.

On prend du sulfate de magnésie, qui ne doit pas se troubler lorsqu'on y ajoute de l'hydrosulfate de potasse ou d'ammoniaque(1); on le dissout dans 50 parties d'eau environ; on y verse une solution de sous-carbonate de soude, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité de sous-carbonate de magnésie. On laisse reposer, on décante la liqueur, et on la remplace par de l'eau, qu'on décante de nouveau. On réitère le lavage plusieurs fois, puis on verse le sous-carbonate de magnésie sur un filtre pour le faire égoutter; on passe encore de l'eau dessus. On le fait sécher.

Le sous-carbonate de magnésie séché, chauffé au rouge dans un creuset de platine ou d'argent, se réduit en magnésie pure.

(1) Le sulfate de magnésie, obtenu par le grillage de minerais pyriteux et magnésiens, peut contenir des sulfates de fer, de manganèse et de cuivre. Tous ces sulfates sont précipités par l'hydrosulfate de potasse ou d'ammoniaque.

On reconnaît la pureté de cette base lorsqu'elle est dissoute en totalité et sans effervescence par l'acide hydrochlorique, et que la solution n'est pas troublée par l'hydrosulfate de potasse et le nitrate de baryte.

VIII. USAGES.

Dans plusieurs ateliers on a employé la magnésie hydratée ou carbonatée, avec succès, pour neutraliser l'acide hydrochlorique de l'eau de chlore que l'on employait au blanchîment des étoffes de coton. Cet usage est fondé sur la facilité avec laquelle elle neutralise les acides, comme l'est en médecine son emploi pour absorber les acides des premières voies.

IX. HISTOIRE.

Au commencement du 18e siècle, un chanoine romain mit dans le commerce, sous le nom de *magnesia alba*, *poudre du comte de Palme*, une magnésie impure probablement. En 1707, Valentini annonça qu'on pouvait l'obtenir des eaux-mères du nitre, en les faisant évaporer, et en en calcinant le résidu. Enfin elle fut distinguée comme une espèce particulière de base salifiable par Black et Margraff.

§ II.

HYDRATE D'OXIDE DE MAGNÉSIUM
($^{2}\dot{\dot{H}}^{2}\ddot{M}g$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau.	31,28	2	224,96
Magnésie. . .	68,72	1	494,26
	100,00	poids at.	719,22

II. NOMENCLATURE.

Hydrate de magnésie.

III. PROPRIÉTÉS.

Elles ne diffèrent point assez de celles de la magnésie anhydre pour les décrire. Je dirai seulement que cet hydrate perd son eau à une chaleur rouge, et peut-être auparavant, et qu'il est dissous plus promptement par les acides que ne l'est la magnésie anhydre.

IV. PRÉPARATION.

On précipite le sulfate de magnésie pur par la potasse ou la soude caustique. Le précipité gélatineux qu'on obtient doit être lavé dans un

flacon avant d'être jeté sur un filtre. Si, après l'avoir lavé, on le conserve sous l'eau, on observe que peu à peu les flocons diminuent de volume, et tendent à cristalliser en petits grains.

CHAPITRE III.

CHLORURE DE MAGNÉSIUM (4Ch Mg).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore	75,05	4 . . .	885,30
Magnésium . . .	24,95	1 . . .	294,26
	100,00	poids at.	1179,56

II. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés de ce chlorure sont analogues à celles du chlorure de calcium, dont je parlerai plus tard.

CALCIUM (Ca).

QUARANTE-SEPTIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — CALCIUM.

I. NOMENCLATURE.

Calcium est dérivé du latin *calx*, chaux, parce qu'il a été retiré de cette base salifiable.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide.
Son poids atomistique est de 512,06.
Il est d'un blanc d'argent brillant.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Chauffé légèrement avec le contact de l'air, il s'enflamme, et produit du protoxide de calcium ou de la chaux caustique.

Il fait effervescence avec l'eau, parce qu'il s'empare de son oxigène, et qu'il met l'hydrogène en liberté.

IV. ÉTAT NATUREL.

Les combinaisons salines de son protoxide sont très-répandues dans la nature, ainsi que nous le dirons d'une manière plus particulière en traitant de la chaux.

V. PRÉPARATION.

On peut le préparer par le procédé de Berzelius et Pontin, que j'ai décrit (page 2 de cette leçon).

VI. HISTOIRE.

Sir H. Davy décomposa l'oxide de calcium en 1808.

SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU CALCIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS PRÉCÉDEMMENT EXAMINÉS.

CHAPITRE II.

§ Ier.

PROTOXIDE DE CALCIUM ($\ddot{C}a$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène.	28,09	2	200,00
Calcium.	71,91	1	512,06
	100,00	poids at.	712,06

II. NOMENCLATURE.

Chaux caustique, chaux anhydre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

La chaux est solide, infusible au feu de nos fourneaux si elle n'est pas en contact avec des

corps susceptibles de s'y combiner, car alors elle pourrait se vitrifier : c'est ce qui est arrivé à certains morceaux de chaux du commerce qui sont à l'état de scories vitreuses. Si elle était exposée au feu d'une forte batterie électrique ou dans la flamme du chalumeau de Newman, elle se fondrait.

Sa densité est de 2,3.

Elle est blanchâtre. La chaux du commerce peut être colorée par des peroxides de fer et de manganèse.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où la chaux ne se décompose pas.*

La chaux est douée de l'alcalinité à un plus haut degré que la magnésie; aussi exerce-t-elle une action bien plus forte sur la teinture de violette, sur l'hématine, et en général sur tous les principes colorans organiques. Elle forme avec les acides des sels bien caractérisés.

Elle est sans action sur l'oxigène gazeux, mais elle est susceptible de s'unir à celui de l'eau oxigénée, et de constituer un peroxide.

Elle a une affinité prononcée pour l'eau, quel que soit l'état d'agrégation des particules de ce liquide.

A. De la chaux et de la glace en poudre, mêlées ensemble, s'unissent en dégageant de la chaleur.

B. D'après ce résultat, vous devez croire que l'action sera bien plus vive lorsqu'on substituera l'eau liquide à la glace. En effet, si l'on verse la première peu à peu sur un morceau de chaux, celui-ci l'absorbera avec un léger frémissement sans paraître mouillé. Cet effet est dû à la grande porosité du solide, porosité qui sera expliquée quand il sera question de la préparation de la chaux; mais il arrive un moment où la chaux *fuse*, c'est-à-dire, qu'elle s'échauffe, se gonfle, se délite en morceaux qui se réduisent eux-mêmes en poussière; alors de la vapeur s'en dégage avec sifflement dans l'atmosphère, où elle se condense en partie à l'état de vapeur vésiculaire par le refroidissement qu'elle y éprouve. Ces phénomènes sont produits par la chaleur résultante de l'action chimique des deux corps; pendant qu'une portion d'eau forme avec la chaux un hydrate, l'autre portion est portée à une température si élevée, qu'elle passe presque subitement de l'état liquide à l'état de fluide élastique (1 volume d'eau à 4°, passant à l'état de fluide élastique à 100°, oc-

cupe 1696 volumes); dès lors, en vertu de cette force expansive, la vapeur aqueuse se dégage avec sifflement et en écartant les parties solides qui lui résistent toujours par suite de leur agrégation. On conçoit d'après cela que si de la chaux imprégnée d'eau était subitement enfermée dans une enveloppe solide qu'elle remplirait plus ou moins exactement, elle pourrait la briser avec une sorte d'explosion. Au reste, c'est un fait dont j'ai été témoin : une personne qui commençait l'étude de la chimie avait mis dans des flacons de verre de la chaux qui était imprégnée d'eau depuis environ une demi-heure, et qui ne s'était point encore délitée, quand, au bout d'une heure, ces flacons se brisèrent avec bruit.

La chaux qui a été réduite par l'eau en petits morceaux ou en poudre est dite *délitée*, ou *éteinte à l'eau*.

Ce que je viens de dire donne la raison pourquoi il faut plus d'eau pour éteindre la chaux qu'il n'en faut pour constituer l'hydrate de cette base.

Lorsque la chaux vive est submergée dans une quantité d'eau suffisante, elle ne fuse pas, par la raison que la chaleur provenant de la réaction des corps est absorbée par la masse de

l'eau liquide, et qu'alors il ne peut se dégager de vapeur.

C. Lorsque la chaux est en quantité suffisante dans un espace limité où il y a de la vapeur d'eau, soit pure, soit mêlée à des gaz qui n'ont pas d'action sur la chaux, celle-ci réduit l'espace à la sécheresse extrême, parce qu'elle absorbe toute la vapeur d'eau pour former avec elle un hydrate.

La chaux est susceptible de se dissoudre dans l'eau, et, comme la magnésie, elle y est plus soluble à froid qu'à chaud. Cette dissolution est *l'eau de chaux*. Suivant Dalton, il faut pour dissoudre

1 part. de chaux	à la tempér. de	zéro	635	parties d'eau.
—	—	15,6	770	—
—	—	54,4	772	—
—	—	100,0	1270	—

La chaux qui est exposée à l'atmosphère en absorbe la vapeur aqueuse, ensuite l'hydrate formé absorbe l'acide carbonique; mais, à mesure que cette combinaison a lieu, l'eau se sépare de la chaux, car le sous-carbonate de cette base est naturellement anhydre. D'après cela, on conçoit la nécessité de renfermer l'hy-

drate de chaux soigneusement, si on veut le conserver à l'état de pureté.

La chaux qui est réduite en poudre par son exposition à l'atmosphère, et qu'on dit *éteinte à l'air*, est, pour la plus grande partie au moins, changée en sous-carbonate; il ne faut donc pas la confondre dans l'usage avec *la chaux éteinte à l'eau*, qui est un hydrate exempt de carbonate.

L'eau de chaux exposée à l'air se recouvre d'une pellicule de sous-carbonate de chaux.

La chaux anhydre n'absorbe le gaz acide carbonique que très-lentement.

La chaux anhydre ne s'unit pas au chlore; mais à l'état d'hydrate elle s'y combine.

B. *Cas où la chaux est décomposée.*

Si la chaux anhydre n'éprouve pas d'action de la part du chlore à la température ordinaire, il n'en est pas de même à une température rouge, le chlore en chasse l'oxigène et en prend la place.

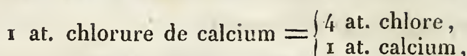
Pour décomposer 1 atome de chaux

$$= \begin{cases} \text{2 at. oxigène,} \\ \text{1 at. calcium,} \end{cases}$$

il faut

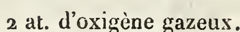
4 at. de chlore.

On obtient alors



$$1 \text{ at. chlorure de calcium} = \begin{cases} 4 \text{ at. chlore,} \\ 1 \text{ at. calcium,} \end{cases}$$

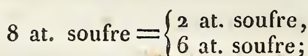
et



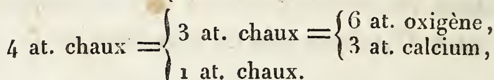
2 at. d'oxigène gazeux.

Ce chlorure est susceptible de s'unir avec la chaux.

Le soufre en vapeur qu'on fait passer sur de la chaux chauffée au rouge dans un tube de porcelaine, donne lieu à une formation de sulfate de chaux et de sulfure de calcium. Que l'on ait



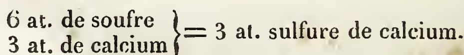
$$8 \text{ at. soufre} = \begin{cases} 2 \text{ at. soufre,} \\ 6 \text{ at. soufre;} \end{cases}$$



$$4 \text{ at. chaux} = \begin{cases} 3 \text{ at. chaux} = \begin{cases} 6 \text{ at. oxigène,} \\ 3 \text{ at. calcium,} \end{cases} \\ 1 \text{ at. chaux.} \end{cases}$$

2 atomes de soufre, en s'unissant aux 6 atomes d'oxigène des 3 atomes de chaux, donneront 2 atomes d'acide sulfurique qui neutraliseront l'atome de chaux.

Il restera



$$\left.\begin{matrix} 6 \text{ at. de soufre} \\ 3 \text{ at. de calcium} \end{matrix}\right\} = 3 \text{ at. sulfure de calcium.}$$

Le phosphore qu'on fait passer sur de la chaux rouge de feu s'y fixe, et forme un composé que l'on a appelé *phosphure de chaux;* mais il est très-probable qu'il se passe ici quel-

que chose d'analogue à ce qui a lieu dans la réaction du soufre sur la chaux, c'est-à-dire qu'il se forme un phosphate à base d'oxide et un phosphure métallique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

La chaux désorganise les matières animales, mais il en faut une certaine quantité : c'est de là que lui vient l'épithète de *caustique,* qu'on lui donne quand elle est anhydre ; sous ce rapport, la chaux diffère de la magnésie.

La chaux mise sur la langue en absorbe d'abord l'humidité, puis elle a un goût particulier, et produit encore plus que la magnésie la sensation qu'on a improprement appelée *goût urineux.* (Voyez page 7).

VI. ÉTAT NATUREL.

La chaux ne peut exister dans la nature à l'état de pureté qu'autant qu'elle est soustraite au contact de l'air atmosphérique. On conçoit sans peine qu'il peut s'en trouver dans des roches qui ont éprouvé l'action du feu des volcans, et qui contenaient dans l'origine du sous-carbonate calcaire.

La chaux se rencontre dans le règne inorganique en très-grande quantité à l'état de nitrate, de

sulfate, de phosphate, d'arséniate, de silicate, de carbonate, etc.

Elle existe en assez grande quantité dans les plantes à l'état de sulfate, de phosphate, d'oxalate, et de sels contenant des acides organiques.

Le squelette osseux qui donne aux animaux vertébrés leur forme principale, et auquel sont fixés médiatement ou immédiatement les ligamens, les tendons et les muscles, contient une grande quantité de phosphate de chaux et une petite quantité de sous-carbonate ; les coquilles des mollusques, les coquilles des œufs d'oiseaux, les polypiers, sont formés en grande partie de ce dernier sel. La chaux a donc d'intimes rapports avec les animaux. Si dans les végétaux nous n'avons pas, à la première vue, de motif de croire à l'indispensable nécessité de sa présence pour l'existence de ces êtres, cependant on pourrait commettre une grave erreur en la considérant comme accidentelle, car il est bien probable qu'elle est absolument nécessaire pour neutraliser certains acides. Si cette opinion n'a pas été prouvée, l'opinion contraire est loin de l'avoir été.

VII. PRÉPARATION.

Pour préparer de la chaux pure, il faut se procurer du sous-carbonate de chaux pur, puis le soumettre à l'action d'une chaleur blanche dans un creuset de platine ou dans une cornue de grès. L'acide carbonique, qui n'était à l'état solide dans le sous-carbonate de chaux que par l'affinité de cette base, acquiert à une certaine température une force expansive telle, que cette affinité se trouve tout-à-fait surmontée ; dès lors il quitte la chaux, qui, à cette température, étant fixe et infusible, reste dans le creuset ou la cornue en conservant à peu près un volume égal à celui du carbonate d'où elle provient. Ce dernier résultat nous explique maintenant sa porosité, et l'action que nous lui avons reconnue précédemment d'imbiber une assez grande quantité d'eau sans paraître mouillée.

La chaux que l'on obtient en grand est rarement pure, parce que les pierres à chaux ou sous-carbonates calcaires natifs que l'on calcine, contiennent presque toujours des matières fixes étrangères qui se retrouvent nécessairement dans la chaux provenant de leur calcination. Il existe quelques-unes de ces matières étrangères qui lui

donnent des propriétés remarquables qu'elle ne possède pas à l'état de pureté, et dont nous dirons quelques mots.

La calcination des pierres calcaires s'exécute ordinairement dans un grand fourneau cylindrique formé d'un foyer et d'un cendrier ; on met sur la grille un lit de bois et de charbon de terre, par-dessus une couche de pierres calcaires cassées en morceaux, puis des couches alternatives de charbon de terre et de pierres calcaires, et cela jusqu'à l'orifice du fourneau, qui est presque toujours découvert ; enfin on met le feu au bois du lit inférieur.

La chaux doit être conservée dans des lieux secs où l'air ne peut que difficilement se renouveler.

Observations sur les pierres à chaux et leurs produits.

A. Lorsque les pierres à chaux ne contiennent que du sous-carbonate pur, ou presque pur, le produit de leur calcination est appelé *chaux grasse.*

B. Si elles sont mélangées d'un sable siliceux plus ou moins grossier, elles donnent la *chaux maigre non hydraulique.*

Nous supposons que les pierres à chaux précédentes *A* et *B* ont été calcinées de manière à perdre tout leur acide.

C. Lorsqu'au contraire les pierres à chaux contiennent de la silice suffisamment divisée, ou, ce qui revient au même, de l'argile, elles donnent de la *chaux maigre hydraulique*, en supposant que la calcination n'ait pas été poussée jusqu'à opérer un commencement de fusion ou un trop grand rapprochement des molécules.

A. PROPRIÉTÉS DE LA CHAUX GRASSE.

La chaux grasse, suivant son degré de pureté, jouit plus ou moins de toutes les propriétés que nous avons reconnues à la chaux anhydre pure. Ainsi, elle est blanche en général ; elle s'éteint plus ou moins rapidement avec l'eau, en développant plus ou moins de chaleur, et conséquemment elle se délite, se réduit en poudre, et augmente beaucoup de volume.

Lorsqu'on l'a réduite en pâte, avec une quantité d'eau plus considérable que celle qui est nécessaire pour la convertir en hydrate, on peut la conserver hors du contact de l'air, c'est-à-dire dans la terre humide ou sous l'eau,

pendant 1, 2, 3 ans, sans qu'elle éprouve de changement sensible dans l'agrégation de ses parties. La preuve de ce fait est la manière dont on la conserve dans les campagnes pour la bâtisse : on creuse une fosse dans un terrain glaiseux ou argileux ; ou si le terrain n'est pas compacte, on glaise les parois de la fosse, puis on y met la chaux en pâte, que l'on presse autant que possible, et qu'on recouvre d'abord de sable et ensuite d'argile bien battue.

La pâte de chaux grasse réduite en petits morceaux se dessèche à l'air, absorbe de l'acide carbonique, durcit, et est alors susceptible de recevoir un beau poli.

B. PROPRIÉTÉS DE LA CHAUX MAIGRE NON HYDRAULIQUE.

Elle a des propriétés analogues à la précédente, sauf qu'à poids égal elle produit moins de chaleur pendant son extinction, et qu'elle donne une pâte qui, une fois durcie à l'air, n'est pas susceptible de se polir.

C. PROPRIÉTÉS DE LA CHAUX MAIGRE HYDRAULIQUE.

La chaux maigre hydraulique est rarement

blanche; elle est presque toujours colorée en gris jaunâtre ou verdâtre par des oxides de fer ou de manganèse.

Elle imbibe l'eau qu'on jette dessus; mais en s'y combinant, elle ne donne pas lieu à ce vif dégagement de chaleur qu'on remarque dans l'extinction de la chaux grasse; et si l'on réduit en pâte, au moyen de l'eau, des poids égaux de chaux maigre hydraulique et de chaux grasse, on trouvera que celle-ci occupera bien plus de volume que la chaux maigre hydraulique; et on verra d'un autre côté, qu'au bout d'une demi-heure ou de quelques heures, elle n'aura pas éprouvé de changement dans sa consistance: tandis que la pâte de chaux maigre hydraulique se sera plus ou moins durcie, ainsi que cela arrive au plâtre qu'on vient de gâcher. Ainsi, d'après ces propriétés, on conçoit que la chaux maigre hydraulique ne pourra être conservée dans la terre humide ou sous l'eau, car elle y prend la consistance d'une pierre tendre.

La pâte de chaux maigre hydraulique exposée à l'air prend la consistance de la craie, et ne peut recevoir le poli.

La chaux hydraulique doit sa propriété caractéristique à la silice qu'elle contient, et qui

s'y trouve à l'état de *sous-silicate calcaire.* On a remarqué que l'alumine, et surtout la magnésie unie à la silice dans une certaine proportion, augmente plus la qualité de la chaux que ne le ferait la silice pure. D'un autre côté, M. Vicat et M. Berthier ont remarqué que les oxides de fer et de manganèse semblent n'avoir aucune influence pour produire ce résultat.

Suivant M. Berthier,

Une pierre à chaux qui contient 0,06 d'argile donne une *chaux maigre sensiblement hydraulique ;*

Celle qui en contient de 0,15 à 0,20 donne *une chaux maigre très-hydraulique ;*

Celle qui en contient de 0,25 à 0,30 donne *la chaux maigre hydraulique*, connue sous la dénomination de *ciment romain ;*

Que se passe-t-il lorsqu'on cuit la pierre à chaux qui donne la chaux maigre hydraulique? L'acide carbonique s'en dégage, et la silice, qui est très-divisée, s'unit à la chaux. Lorsqu'on ajoute de l'eau à cette combinaison, ses parties s'agrégent et adhèrent les unes aux autres avec une force assez grande, quoiqu'il y ait plus d'eau qu'il n'en faut à la constitution de l'hydrate. C'est cette propriété qui rend cette matière si

éminemment propre à composer les betons ou cimens employés dans les constructions qui doivent être submergées. On conçoit que la chaux grasse ne pourrait servir à cet usage, parce que la pâte qu'elle forme n'a pas de consistance ; et que, si elle était exposée à l'action d'une eau en mouvement, tôt ou tard elle serait délayée et emportée.

La solidité que la pâte de chaux maigre hydraulique acquiert au moyen de l'eau, étant due à l'hydratation du sous-silicate de chaux, on conçoit aisément la nécessité de ne pas élever la température de la pierre à chaux au degré où la combinaison éprouverait un commencement de fusion, parce que l'eau ne pourrait plus s'y combiner.

Nous ajouterons que le sous-carbonate de chaux pur qui n'est décomposé par le feu qu'en partie, c'est-à-dire de manière à être réduit en un mélange de *sous-carbonate* de *chaux* et de *chaux anhydre*, se comporte avec l'eau comme le ferait une chaux hydraulique.

On reconnaît la nature des pierres à chaux en les traitant par l'acide hydrochlorique.

A. *Une pierre à chaux grasse* s'y dissout complètement ou presque complètement, et l'am-

moniaque ajoutée à la liqueur filtrée ne la trouble pas ou ne donne qu'un léger précipité.

B. *Une pierre à chaux maigre non hydraulique* laisse un résidu sensible de sable plus ou moins grossier.

C. *Une pierre à chaux maigre hydraulique* laisse un résidu de silice ou d'argile très-divisée, dont la quantité fait connaître la qualité de la chaux, d'après le résultat des expériences de M. Berthier, que j'ai donné plus haut.

Quant à la distinction des chaux, voici comment on peut la faire :

A. *La chaux grasse* préalablement éteinte et délayée dans l'eau sera dissoute sans effervescence par l'acide hydrochlorique, et complètement ou presque complètement. La dissolution évaporée à sec avec ménagement, et reprise par l'eau, ne laissera pas de résidu. L'ammoniaque ajoutée à la liqueur ne fera pas de précipité, ou n'en fera qu'un très-léger.

B. *La chaux maigre non hydraulique* préalablement éteinte sera dissoute par l'acide hydrochlorique, en laissant un résidu de sable plus ou moins grossier. Sauf ce phénomène, les autres

seront conformes à ceux que présente la chaux grasse A.

C. *La chaux maigre hydraulique* sera préalablement éteinte.

(*a*) Si elle doit ses propriétés à de la silice, elle sera dissoute sans effervescence dans l'acide hydrochlorique faible, et sans laisser de résidu pulvérulent, du moins en quantité notable. La dissolution évaporée à sec donnera un résidu, qui, étant traité par l'eau acidulée d'acide hydrochlorique, laissera une quantité notable de silice.

(*b*) Si elle doit ses propriétés à du sous-carbonate de chaux, elle sera dissoute avec une effervescence sensible. La dissolution présentera d'ailleurs les propriétés de celle de la chaux grasse A.

VIII. USAGES.

La chaux est une des substances les plus inté ressantes pour le teinturier.

Il l'emploie d'abord comme alcali pour dissoudre l'indigo désoxigéné dans la cuve à froid.

Il peut l'employer encore pour donner de la causticité à la potasse, à la soude et à l'ammoniaque.

La chaux, soit délayée, soit dissoute dans

l'eau, peut servir, à la rigueur, à virer quelques couleurs, à fixer le chlore ou à saturer quelques acides.

Pour ces usages, le teinturier doit choisir la chaux grasse; et, à cet égard, les détails dans lesquels je suis entré sur les diverses sortes de chaux du commerce ne peuvent être sans intérêt pour lui. Il doit en outre savoir sur quoi repose la préférence que l'on donne à chacune d'elles, dans les diverses constructions qu'il peut entreprendre, et, afin de compléter ce sujet, j'ajouterai quelques mots relativement à la composition des mortiers et cimens à base calcaire.

Pour employer dans les constructions la chaux grasse et la chaux maigre, on les mélange non-seulement avec l'eau, mais encore avec une matière solide, plus ou moins divisée, qui est en général du sable siliceux, de la pouzzolane ou de l'argile fortement calcinée. M. John, qui s'est occupé des mortiers, après la publication des excellens travaux de M. Vicat, a appelé cette matière solide un *alliage*.

L'addition de cette matière a pour objets principaux :

1° Lorsqu'un mortier doit être exposé à l'air,

d'empêcher qu'il n'éprouve un retrait trop considérable, par suite de l'évaporation de l'eau qui a servi à lui donner la mollesse convenable pour l'étendre et l'appliquer sur les pierres qu'on veut réunir en une seule masse;

2° De diminuer le prix du mortier en économisant l'ingrédient le plus cher;

3° Enfin, d'en augmenter la solidité; et ce but est atteint lorsque l'adhésion du ciment à l'alliage l'emporte sur la cohésion des particules de la chaux.

L'alliage doit être en partie pulvérulent, et en partie en grains de diverses grosseurs.

La solidité du mortier de chaux grasse est due en premier lieu à la cohésion des particules de l'hydrate de chaux, qui se manifeste à mesure que l'eau qui a servi à le réduire en pâte s'évapore; et en second lieu, à ce que l'hydrate se décompose sous l'influence de l'acide carbonique de l'atmosphère, de manière que les particules du sous-carbonate qui le remplace sont pareillement cohérentes.

Quant à la solidité des mortiers de chaux maigre hydraulique, elle s'explique suffisamment par ce que j'en ai dit plus haut. On conçoit que ce mortier devra être préféré au premier, dans

tous les cas où le ciment de chaux grasse ne pourra pas se sécher.

---

§ II.

HYDRATE DE CHAUX ($^2\dot{H}^2\ \ddot{Ca}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau	24,00	2	224,96
Chaux	76,00	1	712,06
	100,00	poids at.	937,02

II. NOMENCLATURE.

Chaux éteinte à l'eau.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est pulvérulent ou cristallisé en prismes fins hexaèdres transparens.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Suivant Dalton, il faut pour dissoudre,

1 partie d'hydrate de chaux

à la température de. . . .	0°,	476 parties d'eau.
—	15°,6	584
—	54°,4	729
—	100°,0	952

Ce qu'on nomme un *lait de chaux* est de l'hydrate de cette base délayé dans l'eau.

Une chaleur rouge obscur suffit pour séparer toute l'eau qui est combinée à la chaux.

L'hydrate de chaux exposé à l'air est réduit par le gaz acide carbonique atmosphérique à de l'eau qui se dégage et à du sous-carbonate de chaux anhydre.

---

§ III.

CHLORURE DE CHAUX.

I. NOMENCLATURE.

Il existe

1° Un *sous-chlorure de chaux* qui est concret, et qu'on obtient en unissant directement le chlore avec l'hydrate de chaux;

2° Un chlorure auquel on applique souvent l'épithète de *neutre*. On l'obtient en traitant le sous-chlorure par l'eau; la chaux en excès n'est pas dissoute.

II. COMPOSITION.

Suivant M. Welter, ces deux chlorures ont la composition suivante :

1° *Sous-chlorure de chaux :*

	en atomes.	
Chlore	4	885,30
Hydrate de chaux	2	1874,04
	poids at.	2759,34

ou

Chlore	4	885,30
Chaux	2	1424,12
Eau	4	449,92
	poids at.	2759,34

2° *Chlorure de chaux dissous dans l'eau :*

Chlore	4	885,30
Chaux	1	712,06
	poids at.	1597,36

La composition du chlorure de chaux neutre est telle, que si les 2 atomes d'oxigène du calcium s'en séparaient, le chlore serait dans le rapport qui constitue avec le métal le chlorure de calcium.

Il est évident que si tout le chlore du sous-chlorure de chaux se concentrait sur le calcium, on aurait

2 at. d'oxigène,

1 at. de chlorure de calcium = { 4 at. chlore, 1 at. calcium;

1 at. de chaux. . . . . = { 2 at. oxigène, 1 at. calcium;

4 at. d'eau . . . . = { 4 at. oxigène, 8 at. hydrogène.

III. PROPRIÉTÉS DU SOUS-CHLORURE DE CHAUX.

Il est solide, pulvérulent, blanc.

Soumis à l'action de la chaleur, il donne un produit gazeux, de l'eau et un résidu formé de chlorure de calcium et de chaux.

Suivant M. Morin, le produit gazeux peut être ou de l'oxigène pur, ou de l'oxigène mêlé de chlore. Suivant M. Ure, c'est un mélange de chlore, de protoxide de chlore et d'oxigène.

Le sous-chlorure de chaux exposé à l'air s'humecte à sa surface au bout de quelques heures. M. Morin ayant conservé pendant six mois du sous-chlorure dans une boîte de sapin qui fermait mal, a observé qu'il avait doublé de poids en absorbant de l'eau, et que tout le chlore était à l'état de chlorure de calcium.

Lorsque le sous-chlorure de chaux a été mal préparé, et qu'il ne s'y trouve que les $\frac{2}{3}$ environ du chlore nécessaire à sa composition, il est,

suivant M. Morin, mêlé de chlorure de calcium, qui lui donne la propriété de s'humecter presque aussitôt qu'il est exposé à l'air.

1 partie de sous-chlorure de chaux sur laquelle on verse 4 parties d'eau les absorbe sans paraître mouillée.

Lorsqu'on traite ce sous-chlorure par 60 fois environ son poids d'eau, on dissout tout le chlore à l'état de chlorure neutre, plus une très-petite quantité de chaux; le résidu est formé de la chaux en excès à la neutralité du sous-chlorure, moins la très-petite quantité qui s'est dissoute avec le chlorure neutre. En prenant donc

$$\text{1 at. sous-chlorure hydraté} = \begin{cases} \text{4 at. chlore,} \\ \text{1 at. chaux,} \\ \text{2 at. eau,} \\ \text{1 at. hydrate de chaux,} \end{cases}$$

plus eau Y,

on aura

A. *En solution dans l'eau Y*,

$$\text{1 at. de chlorure neutre} = \begin{cases} \text{4 at. chlore,} \\ \text{1 at. chaux,} \end{cases}$$

X chaux.

B. *En résidu indissous*,

$$\text{1 at. hydrate de chaux} = \left\{ \begin{array}{l} \text{2 at. eau.} \\ \text{1 at. chaux} \end{array} \right\} - \text{X chaux.}$$

Cette explication de l'action de l'eau sur le sous-chlorure de chaux est celle de M. Welter. M. Ure avait avancé qu'il se produisait deux composés de chlore, un soluble avec excès de chlore, et un insoluble avec excès de chaux; mais M. Morin, ayant répété les expériences de M. Ure, ne les a pas trouvées exactes.

IV. PROPRIÉTÉS DU CHLORURE DE CHAUX.

Cette solution, chauffée dans un ballon jusqu'à bouillir, laisse dégager du gaz oxigène pur, et la liqueur contient du chlorate de chaux et du chlorure de calcium. L'évaporation lente de la solution donne les mêmes résultats, suivant M. Morin. Pour 1 atome de chlorate il y a 17 atomes de chlorure de calcium. Voici comment il conçoit que les choses se passent : On a

$$\text{18 at. chl. de chaux} = \left\{ \begin{array}{l} \text{72 at. chlore,} \\ \text{18 at. chaux} = \left\{ \begin{array}{l} \text{36 oxigène,} \\ \text{18 calcium;} \end{array} \right. \end{array} \right.$$

6 atomes se transforment en

$$\text{1 at. chlorate de chaux} = \left\{ \begin{array}{l} \text{2 ac. chlori.} = \left\{ \begin{array}{l} \text{10 oxigène,} \\ \text{4 chlore;} \end{array} \right. \\ \text{1 chaux. . .} = \left\{ \begin{array}{l} \text{2 oxigène,} \\ \text{1 calcium;} \end{array} \right. \end{array} \right.$$

$$\text{5 at. chlor. de calcium} = \left\{ \begin{array}{l} \text{20 at. chlore;} \\ \text{5 at. calcium,} \end{array} \right.$$

et 12 atomes se transforment en

24 at. d'oxigène,

12 at. de chlorure de calcium $=\begin{cases}48 \text{ at. chlore,} \\ 12 \text{ at. calcium.}\end{cases}$

En dirigeant un courant de gaz acide carbonique dans une solution de chlorure de chaux, on en précipite la chaux à l'état de sous-carbonate, et on dégage tout le chlore à l'état gazeux. Ce résultat explique comment la solution de chlorure de chaux exposée à l'air dégage du chlore, et se couvre bientôt d'une pellicule de sous-carbonate de chaux résultante de l'absorption de l'acide carbonique de l'atmosphère.

M. Gay-Lussac a observé que la solution du chlorure de chaux peut être conservée pendant des années entières dans des flacons exactement fermés, qui en sont entièrement remplis et qui sont soustraits à l'influence de la lumière.

V. PRÉPARATION DU SOUS-CHLORURE DE CHAUX.

Pour réussir complètement à faire cette préparation, il faut

1° Éteindre la chaux, et la présenter au chlore quand elle contient 2 atomes d'eau par atome, c'est-à-dire qu'il faut 1 partie d'eau en poids pour 3,12 parties de chauxan hydre;

2° Faire arriver le chlore sur la chaux si lentement qu'il ne se dégage pas de chaleur; au-

trement il se produirait plus ou moins de chlorate de chaux et une quantité proportionnelle de chlorure de calcium. L'hiver est préférable à l'été pour cette opération, quand on ne la fait pas dans une cave ou dans un lieu dont la température est constamment de 12 à 15°.

Un procédé qui paraît très-simple pour saturer en grand l'hydrate de chaux de chlore, est celui du docteur Ure, qui est décrit tome xx des *Annales de physique et de chimie*, p. 436. Il consiste à faire arriver le chlore dans une chambre de neuf pieds de hauteur, construite en pierre siliceuse, cimentée avec parties égales de poix, de résine et de plâtre sec. L'hydrate de chaux est placé dans des augets d'un pouce de profondeur, de deux pieds de largeur et neuf pieds de longueur, qui sont placés sur des traverses à un pouce au-dessus les unes des autres, jusqu'à une hauteur de cinq ou six pieds, afin que le chlore puisse y circuler librement. Au moyen de fenêtres qui se trouvent sur les côtés de la chambre, on peut juger des progrès de l'absorption d'après la couleur de l'atmosphère intérieure. Le docteur Ure conseille en outre de faire trois ouvertures, une dans le haut de la chambre, et deux dans sa partie inférieure, qui

soient fermées par des couvercles qu'on puisse lever en même temps; le chlore arrive dans la chambre par la partie supérieure : il faut ordinairement quatre jours pour faire un sous-chlorure saturé.

Toutes les fois que le sous-chlorure de chaux doit être expédié loin de la fabrique, il faut le renfermer dans des tonneaux; et quoiqu'à la rigueur il puisse se conserver quelque temps, cependant on doit l'employer le plus tôt qu'il est possible, car il finit par perdre de sa force.

Lorsqu'on prépare le chlorure de chaux dans le lieu même où on le consomme, il y a un avantage réel à faire arriver le chlore dans un lait de chaux, c'est-à-dire à préparer, non plus un sous-chlorure, mais un chlorure neutre. Dans ce cas, la dépense de la chaux est réduite de moitié, puisque l'hydrate de chaux ne prend à l'état solide que la moitié du chlore qu'il prend à l'état liquide.

Les chlorures de chaux du commerce variant beaucoup dans leur qualité, il est important d'en reconnaître la force : de là la *chlorométrie*, ou l'art de la déterminer par des moyens chimiques. Le sulfate d'indigo, prescrit par Berthollet pour reconnaître la force des

solutions de chlore, a été employé pour le chlorure de chaux par M. Welter et M. Gay-Lussac. M. Morin a proposé ensuite l'usage du chlorure de manganèse. Lorsque je traiterai de l'indigo, je reviendrai sur ce sujet.

VI. USAGES.

La solution du chlorure de chaux est employée au blanchîment du fil et des toiles de coton et de chanvre, de la pâte de papier, etc. En un mot, elle peut remplacer le chlore avec avantage, surtout lorsqu'on veut faire réagir promptement une certaine quantité de ce corps sur une matière solide ou liquide.

Une cuve de chlorure de chaux rend les plus grands services dans les ateliers de toiles peintes.

Dans le cas où l'on voudrait répandre rapidement du chlore dans une atmosphère, il serait préférable d'y opérer immédiatement un dégagement de chlore gazeux, au lieu d'y répandre du chlorure de chaux.

CHAPITRE III.

PEROXIDE DE CALCIUM ($\overset{::}{\mathrm{Ca}}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . . .	43,86	4 . . .	400,00
Calcium . . .	56,14	1 . . .	512,06
	100,00	poids at.	912,06

II. HISTOIRE, PRÉPARATION ET PROPRIÉTÉS.

Le peroxide de chaux fut obtenu en 1818, par M. Thénard, en mêlant de l'eau de chaux avec de l'eau oxigénée acidulée d'acide hydrochlorique, qui contenait dix à douze fois son volume d'oxigène. Si l'eau de chaux était ajoutée peu à peu à l'eau oxigénée, on obtenait le peroxide hydraté à l'état de lames brillantes nacrées. Si l'on mêlait beaucoup d'eau de chaux à la fois, on obtenait le peroxide hydraté en poudre blanche.

Ce composé perdait de son oxigène en se séchant même dans le vide.

La chaleur le décomposait facilement, il était peu soluble dans l'eau, et cette solution se décomposait lorsqu'on la faisait chauffer.

Les acides hydrochlorique, nitrique et acétique, formaient avec lui des sels à base de chaux, et de l'eau oxigénée.

CHAPITRE IV.

CHLORURE DE CALCIUM (^{4}Ch Ca).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore. . .	63,36	4 . . .	885,30
Calcium . .	36,64	1 . . .	512,06
	100,00	poids at.	1397,36

II. NOMENCLATURE.

Muriate de chaux anhydre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est si avide d'eau qu'il est employé pour sécher beaucoup de gaz; et, à cet égard, il est d'autant plus précieux, qu'il est sans action sur

l'ammoniaque et la plupart des acides gazeux.

Il s'unit à l'eau liquide en dégageant beaucoup de chaleur. Il en solidifie une partie avec laquelle il forme des cristaux que les uns considèrent comme un chlorure hydraté, et les autres comme de l'hydrochlorate de chaux.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Mis dans la bouche, il occasione une sensation de chaleur en s'unissant à l'eau de la salive, puis il agit à la manière d'un corps âcre et salé.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il est dissous dans certaines eaux.

VII. PRÉPARATION.

On peut le préparer en neutralisant de l'acide hydrochlorique par du marbre blanc ou de la craie, en ajoutant ensuite de l'eau de chaux pour précipiter l'alumine, la magnésie, les oxides de fer et de manganèse qui pourraient se trouver dans la dissolution. Après avoir filtré la liqueur, on la fait évaporer à sec, puis on fond le résidu, et, dès qu'il est refroidi, on l'enferme dans un flacon bouché à l'émeri.

On peut encore le préparer avec le résidu du sel ammoniac décomposé par la craie. Mais

ce résidu est formé de chlorure de calcium et de chaux ; il faut donc le traiter avec de l'eau aiguisée d'acide hydrochlorique. Il est nécessaire encore de chauffer fortement le chlorure obtenu de l'évaporation de la liqueur, afin d'en volatiliser de l'hydrochlorate d'ammoniaque qui pourrait s'y trouver, et de carboniser complètement la matière huileuse qui existe dans presque tous les hydrochlorates d'ammoniaque du commerce.

VIII. USAGES.

Le chlorure de calcium est surtout employé pour sécher les gaz. À cet effet, on casse en petits morceaux le chlorure qui a été fondu, et on l'introduit ensuite dans les tubes de verre que les gaz qu'on veut sécher doivent traverser.

Il sert encore à empêcher que les verges de pendules, les fléaux des balances de précision ne se rouillent. Pour cela on met le chlorure dans une capsule que l'on place ensuite dans la cage où les instrumens sont renfermés. Lorsque le chlorure s'est liquéfié, on le met sur le feu pour le dessécher de nouveau.

CHAPITRE V.

PHTORURE DE CALCIUM ($\overset{4}{Pht}\dot{C}a$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Phtore.	47,82	4	469,32
Calcium. . . .	52,18	1	512,06
	100,00	poids at.	981,38

II. NOMENCLATURE.

Spath fluor, fluate de chaux, fluorure de calcium.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible.

Il se trouve dans la nature cristallisé en cubes et en octaèdres.

Sa densité est de 3,19.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est insoluble dans l'eau.

Il est décomposé par les acides sulfurique hydraté et nitrique bouillant; il se produit de l'acide hydropthorique et de la chaux qui s'unit aux oxacides.

Il est décomposé par l'acide borique; l'oxigène d'une portion de ce corps se porte sur le calcium, tandis que le bore s'unit au phtore; il en résulte de l'acide phtoroborique et de la chaux qui s'unit à l'acide borique indécomposé.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore et insipide.

VI. USAGES.

Il n'est employé dans les laboratoires que pour les préparations de phtore.

STRONTIUM (Sr).

QUARANTE-HUITIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — STRONTIUM.

I. NOMENCLATURE.

Strontium est dérivé de *Strontian*, nom d'un

pays d'Écosse où l'on a trouvé un minéral formé d'acide carbonique d'une base alcaline particulière, à laquelle on a donné le nom de *strontiane*. C'est de cet alcali qu'on a retiré ensuite le métal qu'on a appelé *strontium*.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est peu fusible et paraît fixe, ou peu volatil.

Il n'a pas beaucoup d'éclat.

Son poids atomistique, suivant M. Berzelius, est de 1094,6.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Exposé à l'air, il passe à l'état de sous-carbonate de protoxide de strontium.

Il décompose l'eau à la température ordinaire, avec dégagement d'hydrogène; il se produit du protoxide.

IV. PRÉPARATION.

On peut le préparer en suivant les procédés décrits pour la préparation du magnésium. (Page 2.)

V. HISTOIRE.

En 1808, il fut réduit au moyen de l'électricité voltaïque, par sir H. Davy.

SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU STRONTIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS PRÉCÉDEMMENT EXAMINÉS.

CHAPITRE II.

§ Ier. PROTOXIDE DE STRONTIUM (Sr).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	15,45	2	200,00
Strontium . . .	84,55	1	1094,6
	100,00	poids at.	1294,6

II. NOMENCLATURE.

Strontiane.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le protoxide de strontium obtenu par le procédé suivi le plus ordinairement, est en masse d'un blanc grisâtre, poreuse, infusible au feu de nos fourneaux, fusible au feu électrique et

au chalumeau de Newmann; mais il n'est pas impossible que dans ce dernier cas l'eau résultante de la combustion de l'oxigène et de l'hydrogène, ait une action chimique que n'aurait point une flamme dont la matière ne serait pas susceptible de se combiner avec la strontiane.

Hassenfratz lui attribue une densité de 1,647.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Cette base a les propriétés alcalines à un plus haut degré que la chaux; ainsi, elle forme des sels parfaitement caractérisés, et agit fortement sur la teinture de violette, sur l'hématine et le tournesol rouge.

Son action sur l'eau est des plus énergiques; elle dessèche les gaz avec plus de rapidité que ne le fait la chaux; elle agit aussi plus promptement sur la glace et sur l'eau liquide.

Quand on verse cette dernière sur un morceau de strontiane, il y en a une portion qui se réduit presque immédiatement en vapeur et qui se dégage avec sifflement, tant est subite l'union des deux corps. Si les morceaux de strontiane sont un peu volumineux, et qu'on les mouille sans les précautions nécessaires pour que l'eau atteigne toutes les parties, la chaleur développée à la sur-

face est telle que l'hydrate produit éprouve une sorte de fritte qui rend très-difficile la combinaison ultérieure du liquide avec les parties du centre.

A 15°,55 100 parties d'eau ont dissous une partie de strontiane. La solution est plus abondante à chaud; aussi l'eau bouillante qui en a été saturée donne-t-elle, en se refroidissant, beaucoup de cristaux de *surhydrate de strontiane.*

Le chlore expulse l'oxigène de la strontiane rouge de feu; ce que ne fait pas l'iode qui s'y combine, suivant M. Gay-Lussac, en formant un sous-iodure de protoxide.

Le soufre agit très-probablement en formant un sulfate de protoxide et un sulfure métallique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

La strontiane agit à la surface de la peau comme un caustique plus énergique que la chaux. Elle a une saveur analogue, mais plus forte. La sensation de chaleur qu'elle fait éprouver lorsqu'on la goûte, est due à sa combinaison avec l'eau de la salive.

Ses combinaisons salines, prises en petite quantité, ne sont pas délétères, à proprement parler.

VI. ÉTAT NATUREL.

La strontiane existe dans la nature à l'état de sous-carbonate et de sulfate.

VII. PRÉPARATION.

On la prépare ordinairement avec le sulfate de strontiane, qui est très-commun aux environs de Paris. Il se trouve en rognons de la grosseur du poing, de la tête, dans des couches de marne argileuse à Montmartre, etc. Le sulfate de strontiane doit être d'abord nettoyé de la couche terreuse qui le recouvre. On y parvient en le brossant sous un filet d'eau. Cela fait, on le réduit en poudre, on le mélange à un quart de son poids de charbon. On renferme la matière dans un creuset de terre qu'on expose à une température rouge qui doit être soutenue pendant une heure, une heure et demie environ : cela dépend au reste de la quantité de matière sur laquelle on opère, et de la température. Lorsque la masse est considérable, il est économique de chauffer les creusets dans des fours à porcelaine pendant plusieurs jours. La chaleur réduit le sulfate et le charbon en gaz acide carbonique et oxide de carbone qui se volatilisent, et en sulfure de strontium qui reste dans le creuset mé-

langé à la petite quantité de matière terreuse du sulfate. On traite le sulfure par l'eau; il se produit ce qu'on a appelé un *sulfure hydrogéné.* Suivant qu'on veut obtenir du nitrate, de l'hydrochlorate ou de l'acétate de strontiane, on verse dans la liqueur de l'acide nitrique, de l'acide hydrochlorique ou de l'acide acétique. Mais quand on se propose d'obtenir de la strontiane, il faut toujours employer l'acide nitrique. Dans tous les cas, après avoir versé l'acide dans le liquide, on le fait chauffer pour le filtrer ensuite. Avant d'aller plus loin, il faut remarquer que quand on a filtré le sulfure hydrogéné avant de le traiter par un acide, la solution de sel de strontiane n'est mêlée que d'acide hydrosulfurique, qu'on en dégage par la chaleur, et de soufre, qu'on en sépare ensuite par la filtration; mais si on n'a pas filtré avant de décomposer le sulfure par l'acide, le sel de strontiane contient toujours du fer et même de la chaux. Supposons ce dernier cas, et en outre qu'on ait saturé le sulfure par l'acide nitrique; alors on versera dans la liqueur une certaine quantité d'eau de strontiane, ou si l'on n'en a pas, on y versera une solution filtrée de sulfure hydrogéné de cette même base; le fer

sera précipité. On filtrera la liqueur, et, en la faisant concentrer, on obtiendra, par le refroidissement, des cristaux de nitrate de strontiane. Le nitrate de chaux ne cristallisera pas. Si on veut avoir le nitrate de strontiane absolument pur, on le lavera et on le fera cristalliser de nouveau. On mettra les cristaux de nitrate purifié dans des creusets de platine ou des cornues de porcelaine, que l'on exposera à une température suffisante pour réduire l'acide nitrique en oxigène, en deutoxide, d'azote et en azote; de sorte que le résidu se trouvera être de la strontiane pure.

Il est aisé de se rendre compte de la cause pour laquelle la strontiane est en masse poreuse. Le nitrate de cette base est fusible par la chaleur lors même qu'il a perdu son eau de cristallisation ; à mesure que l'acide nitrique se décompose, la matière devient moins fusible; les parties qui reçoivent le plus immédiatement l'action de la chaleur, sont décomposées lorsque les autres parties ne le sont pas encore. De là un mélange de matière fluide, le sel indécomposé, et de matière infusible, la strontiane qui a perdu son acide nitrique. Il est clair que la proportion de la matière infusible augmentant, la liquidité

du mélange diminue. Il arrive donc que la matière devient pâteuse et absolument solide, quoique la température soit maintenue au degré où elle était lorsque la décomposition s'opérait. Il est évident que la porosité a été occasionée par la présence du gaz dans l'intérieur de la masse, et par le défaut de liquidité qui a été toujours en augmentant.

Ce que je dis ici est général et applicable à tous les cas où l'on expose à l'action de la chaleur des matières fusibles qui sont susceptibles de produire un fluide élastique et de laisser un résidu infusible. C'est à une cause semblable que sont dus les yeux du pain, du fromage de Gruyère; mais le fluide élastique qui les a produits est resté emprisonné dans la pâte, son élasticité n'ayant pas été assez forte pour vaincre l'adhésion des couches supérieures.

VIII. USAGES.

La strontiane n'est point employée en teinture.

IX. HISTOIRE.

En 1790, Crawford soupçonna le premier

l'existence d'un corps nouveau dans le sous-carbonate de strontiane, trouvé à Strontian, dans l'Argileshire. Deux ans après, Hope confirma ce soupçon en prouvant que la base de ce sel était distincte de la baryte, avec laquelle on l'avait confondue.

§ II.

SURHYDRATE DE PROTOXIDE DE STRONTIUM ($^{18}\dot{H}^{2}\ddot{S}r$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau	61,00	18 . . .	2024,64
Strontiane. . .	39,00	1 . . .	1294,60
	100,00	poids at.	3319,24

II. NOMENCLATURE.

Strontiane cristallisée, surhydrate de strontiane.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Les cristaux de surhydrate de strontiane ont la forme de prismes plats à base de parallélo-

grammes dont les bords sont unis et terminés en biseau.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Exposés à une chaleur convenable, ils perdent une partie de leur eau, et se réduisent en hydrate.

Ils exigent 31,32 parties d'eau à 15°,55 pour se dissoudre ; pendant la dissolution, la température s'abaisse.

V. PRÉPARATION.

On éteint la strontiane anhydre avec de l'eau; on la réduit en poudre bien fine, puis on la jette dans l'eau bouillante par petites portions. On filtre : par le refroidissement, la liqueur dépose des cristaux de surhydrate.

§ III.

HYDRATE DE STRONTIANE ($2\dot{H}^2 \ddot{S}r$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau	14,80	2 . . .	224,96
Strontiane . . .	85,20	1 . . .	1294,60
	100,00	poids at.	1519,56

II. NOMENCLATURE.

Strontiane fondue.

III. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, fusible en une matière qui devient opaque en refroidissant.

Il est phosphorescent; en cela il diffère de la strontiane anhydre.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elles sont à peu près les mêmes que celles de la strontiane anhydre.

L'hydrate de strontiane, exposé à l'air, perd son eau à mesure qu'il s'unit à l'acide carbonique.

A une assez haute température il se réduit en strontiane anhydre.

V. PRÉPARATION.

On fait chauffer le surhydrate dans un creuset de platine couvert, jusqu'à ce qu'il présente une fonte tranquille.

CHAPITRE III.

PEROXIDE DE STRONTIUM ($\ddot{Sr}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Oxigène. .	26,76	4 . . .	400,00
Strontium .	73,24	1 . . .	1094,60
	100,00	poids at.	1494,60

II. HISTOIRE, PRÉPARATION ET PROPRIÉTÉS.

Le peroxide de strontium fut obtenu, en 1818, par M. Thénard, en mêlant de l'eau de strontiane avec de l'eau oxigénée aiguisée d'acide hydrochlorique, qui contenait de dix à douze fois son volume d'oxigène. En opérant ainsi, le peroxide se précipite sous la forme de petites paillettes brillantes à l'état d'hydrate. Quand il est déposé on décante le liquide, et on le remplace par de l'eau. On lave deux ou trois fois; on verse le tout dans un filtre, et on y passe de l'eau froide, jusqu'à ce que le lavage ne précipite plus le nitrate d'argent. Quoique la dessiccation doive être faite dans le vide, cependant il y a une

portion sensible de peroxide qui perd son oxigène.

Le peroxide de strontiane hydraté est brillant, incolore, inodore, presque insipide.

A une chaleur peu élevée, il se réduit en oxigène et en strontiane.

S'il est humide, il se décompose peu à peu; s'il est sec, il se conserve à la température ordinaire.

Jeté sur les charbons ardens, il en augmente la combustion.

Si on le fait chauffer dans l'eau, l'oxigène s'en dégage et de la strontiane se dissout.

Les acides nitrique, hydrochlorique, acétique, etc., forment avec lui de l'eau oxigénée, et des sels à base de strontiane.

CHAPITRE IV.

CHLORURE DE STRONTIUM (^{4}Ch Sr).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore.	44,71	4	885,30
Strontium. . . .	55,29	1	1094,60
	100,00	poids at.	1979,90

II. NOMENCLATURE.

Muriate de strontiane anhydre.

III. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, fusible.

Il est assez soluble dans l'eau; la solution cristallise en aiguilles hydratées.

IV. PRÉPARATION.

On neutralise de l'acide hydrochlorique par du sulfure hydrogéné de strontiane, en prenant les précautions indiquées plus haut pour préparer le nitrate de strontiane; on fait cristalliser le chlorure de strontium, puis on le fond dans un creuset de platine.

BARIUM (Ba).

QUARANTE-NEUVIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — BARIUM.

I. NOMENCLATURE.

Barium est dérivé du grec βαρως, *pesant*. Ce nom a été donné au métal que nous allons étudier, non parce qu'il a une densité remarquable, mais parce que le sulfate de son protoxide, qui a été connu long-temps avant lui, en a une bien plus grande que les substances terreuses auxquelles on l'assimilait.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible, très-peu ductile.

Sa densité est entre 4 et 5.

Son poids atomistique est de 1713,86.

Il est d'un blanc d'argent.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Chauffé au rouge avec le contact de l'air, il brûle en produisant une lumière rougeâtre.

Mis dans l'eau, il la décompose sur-le-champ; l'hydrogène se dégage, et l'oxigène forme avec lui un protoxide, qui est l'alcali appelé *baryte*.

A l'air, il se convertit en baryte hydratée, puis en sous-carbonate.

IV. PRÉPARATION.

On se le procure comme le magnésium.

V. HISTOIRE.

Il fut obtenu de la baryte, en 1808, par sir H. Davy.



SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU BARIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS EXAMINÉS PRÉCÉDEMMENT.

CHAPITRE II.

---

§ Ier.

PROTOXIDE DE BARIUM ($\ddot{Ba}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . . .	10,45	2	200,00
Barium	89,55	1 . . .	1713,86
	100,00	poids at.	1913,86

II. NOMENCLATURE.

Terre pesante, barote, baryte. Le nom de baryte a été donné à cette base à cause de la grande densité de son sulfate.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est le plus souvent en petites masses poreuses infusibles au feu de nos fourneaux.

Sa densité est plus grande que celle de l'eau; Fourcroy lui en attribue une de 4, tandis que Hassenfratz ne l'évalue qu'à 2,374.

Elle est d'un blanc grisâtre, mais souvent elle est colorée en verdâtre par de l'oxide de fer.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A une chaleur rouge, le protoxide de barium absorbe de l'oxigène en assez grande quantité pour passer à l'état de peroxide; en cela il diffère du protoxide de strontium, qu'on tenterait vainement de suroxider par ce moyen.

Quand on veut obtenir du peroxide de barium en quantité suffisante pour préparer de l'eau oxigénée, on met du protoxide dans un tuyau de porcelaine; on adapte à une extrémité de ce tuyau un tube plongeant dans le mercure, et à l'autre extrémité une cornue de grès contenant du chlorate de potasse ou du peroxide de manganèse exempt de sous-carbonate de chaux; on chauffe le tuyau au rouge cerise, puis la cornue pour dégager l'oxigène de

la matière qui s'y trouve. Si le gaz passe lentement sur le protoxide de barium, il est absorbé en totalité.

La baryte se comporte avec l'eau comme la strontiane; et vous pouvez en obtenir un surhydrate et un hydrate. A froid 31 parties d'eau tiennent 1 partie de baryte en solution.

Elle se comporte aussi comme la strontiane avec le chlore, l'iode, le soufre, etc.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

La baryte agit sur la peau avec plus de force que la strontiane; sa saveur est plus acre. Enfin, indépendamment de sa causticité, elle est délétère, ainsi que ses sels solubles.

VI. ÉTAT NATUREL.

Elle se trouve dans la nature à l'état de sous-carbonate, et surtout de sulfate; et elle est un des principes immédiats de l'harmotome et de plusieurs mines de peroxide de manganèse.

VII. PRÉPARATION.

C'est ordinairement en traitant le sulfate de baryte par le procédé que nous avons décrit en parlant de la préparation de la strontiane, qu'on se procure la baryte.

Dans les pays où son sous-carbonate est com-

mun, on peut traiter immédiatement ce sel par l'acide nitrique.

VIII. USAGES.

Elle n'est pas d'usage en teinture.

IX. HISTOIRE.

Elle fut découverte, en 1774, par Schéèle.

---

§ II.

SURHYDRATE DE PROTOXIDE DE BARIUM ($^{10}\dot{H}^{2}\ddot{Ba}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Eau	37,02	10. . . .	1124,80
Baryte.	62,98	1.	1913,86
	100,00	poids at.	3038,66

II. NOMENCLATURE.

Surhydrate de baryte, baryte cristallisée.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est cristallisable en hexaèdres terminés par des sommets à quatre faces.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Le surhydrate de baryte ne dégage pas de chaleur avec l'eau.

Il attire promptement l'acide carbonique de l'air.

Ses autres propriétés sont analogues à celle de l'oxide anhydre.

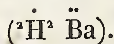
V. PRÉPARATION.

On obtient le surhydrate de baryte en faisant dissoudre la baryte dans l'eau bouillante ; par le refroidissement, une grande partie de surhydrate cristallise.

---

§ III.

HYDRATE DE PROTOXIDE DE BARIUM



$(^2\dot{H}^2\ \ddot{Ba})$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau	10,52	2 . . .	224,96
Baryte. . .	89,48	1 . . .	1913,86
	100,00	poids at.	2138,82

II. NOMENCLATURE.

Hydrate de baryte, baryte fondue.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible, et d'un blanc légèrement grisâtre.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elles sont analogues à celles de la baryte et de son surhydrate.

V. PRÉPARATION.

On l'obtient en exposant avec précaution du surhydrate de baryte dans un creuset d'argent couvert à une température graduée jusqu'au rouge.

DIFFÉRENCES QUI DISTINGUENT LA STRONTIANE ET LA BARYTE.

Il entre dans l'esprit de ce cours d'exposer les bases fondamentales de la philosophie chimique; or, une de ces bases étant la distinction des corps en espèces (2e *leçon*, *p.* 26), je profiterai de la ressemblance de la strontiane avec la baryte, qui est assez grande pour qu'on les ait confondues ensemble à une époque où l'on étudiait les corps d'une manière peu précise,

pour leur appliquer la méthode qu'il faut suivre en général lorsqu'il s'agit de savoir si des substances qu'on examine sous le rapport chimique doivent être considérées comme autant d'espèces distinctes.

En versant de l'acide sulfurique dans deux verres dont l'un contient de la baryte en dissolution, et l'autre une quantité égale de strontiane pareillement dissoute, il se forme deux précipités, mais le premier est beaucoup plus abondant que le second. D'après cela, on peut présumer que si l'on employait des dissolutions très-étendues, l'acide sulfurique pourrait ne point précipiter la strontiane, tandis qu'il précipiterait la baryte : or, c'est le résultat qu'on obtient lorsqu'on verse l'acide dans deux verres dont l'un contient 100 centimètres cubes d'eau et une goutte d'eau de baryte, et l'autre 100 centimètres cubes d'eau et une goutte de strontiane. La baryte et la strontiane peuvent être remplacées par une de leurs solutions salines.

Si vous neutralisez de l'acide hydrochlorique avec de la baryte et de la strontiane, et si vous faites cristalliser les liqueurs, vous obtiendrez un chlorure de barium en lames hexagonales et un chlorure de strontium en longues aiguilles.

Mettez de l'alcool sur quelques décigrammes de chacun de ces chlorures, puis enflammez-le et agitez les matières; le chlorure de strontium teindra la flamme en pourpre, tandis que le chlorure de barium la teindra en jaunâtre. Ces phénomènes n'ont lieu qu'autant que des particules des chlorures sont projetées dans les flammes.

MM. Quesneville et Julia ont observé dans ces derniers temps que la baryte et la strontiane anhydres et poreuses se distinguent l'une de l'autre en ce que lorsqu'on les mouille avec de l'acide sulfurique concentré, la première devient incandescente, tandis que la seconde s'échauffe aussi beaucoup, mais sans devenir lumineuse.

15 grains de sous-carbonate de baryte tuent un petit chien dans l'estomac duquel on les a ingérés, tandis que 30 grains de sous-carbonate de strontiane ne produisent aucun effet sur un animal semblable.

Je dois indiquer une propriété caractéristique dont en général on ne fait pas assez d'usage dans les recherches chimiques, c'est la capacité de saturation des corps. En effet, que l'on prenne 100 parties de baryte et 100 parties de strontiane, qu'on les neutralise par l'acide sulfu-

rique avec les précautions convenables, qu'on fasse rougir les sulfates, et l'on aura 172 parties environ de sulfate de strontiane et 152 environ de sulfate de baryte.

C'est en examinant la strontiane et la baryte comparativement comme je viens de le faire sous le rapport de leurs autres propriétés physiques, chimiques et organoleptiques, qu'on a acquis la certitude qu'elles constituent deux espèces différentes.

Une fois que des corps ont été distingués comme *espèces,* on choisit parmi leurs propriétés celles qui sont les plus propres à les faire reconnaître. On arrive ainsi à établir les *propriétés caractéristiques* de chaque espèce : ce sont elles dont on s'efforce de constater l'existence dans les recherches chimiques, parce que les ayant observées dans un corps, on en conclut que ce corps porte tel nom, ou plutôt qu'il est une telle espèce de matière; mais je dois ajouter quelques réflexions générales à ce sujet.

Il faut distinguer les *propriétés caractéristiques* les unes des autres relativement à leur valeur respective ; il en est qui sont précieuses, parce qu'elles sont faciles à constater, même sur des parcelles de matière : telle est la faculté qu'a

la strontiane de colorer la flamme de l'alcool en pourpre, telle est la faculté de l'eau de baryte ou de ses sels de précipiter par une goutte d'acide sulfurique; mais ces propriétés n'ont pas la même valeur que les formes cristallines distinctes que présenteront des corps qui auront été soumis à un même traitement ; elles n'ont pas la même valeur que des capacités de saturation différentes, qui dépendent de l'essence chimique même des corps; mais la capacité de saturation ne peut être déterminée que quand on a la certitude d'avoir obtenu à l'état de pureté la substance dans laquelle on veut la reconnaître.

D'un autre côté, des propriétés caractéristiques qui ne peuvent s'observer que sur une assez grande quantité de matière qui doit encore avoir été amenée par des procédés assez compliqués à un certain état, et qui appartiennent en outre à des phénomènes passagers, sont moins précieuses que les précédentes : telle est la propriété qu'a la baryte de produire du feu avec l'acide sulfurique; en effet, pour l'observer, il faut que cette base ait été obtenue à l'état caustique, et être sûr que ses parties n'ont point été trop frittées par l'action de la cha-

leur; or cela suppose que l'on a eu une quantité assez grande de matière à sa disposition, car la préparation de cet alcali à l'état caustique est assez délicate à faire lorsqu'on n'opère que sur une petite quantité. En outre, avant d'avoir la baryte dans cet état, on a dû nécessairement observer des propriétés propres à en faire connaître la nature; par conséquent, la propriété dont nous parlons, quoique distinguant la baryte de la strontiane, ne peut être considérée comme une de ces propriétés précieuses pour reconnaître la présence d'un corps dans une matière que l'on analyse.

Enfin il est une dernière observation à faire, c'est que dans aucun cas on ne doit croire avoir suffisamment distingué un corps de plusieurs autres par l'observation d'une seule de ses propriétés, quelque importante qu'elle soit.

CHAPITRE III.

§ Ier.

PEROXIDE DE BARIUM ($\overset{::}{Ba}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène.	18,92	4. . . .	400,00
Barium	81,08	1. . . .	1913,86
	100,00	poids at.	2313,86

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

A l'état de peroxide anhydre, il ressemble à la baryte.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Chauffé très-fortement, il se réduit en oxigène et en baryte; mis avec de l'eau froide, il se dilate sans s'échauffer ni se décomposer.

Le peroxide de barium, traité par l'eau bouillante, perd son oxigène et se réduit en baryte.

Chauffé dans l'hydrogène, il absorbe ce gaz; il se produit du feu et de l'eau qui se combine

avec l'oxide de barium qui s'est abaissé au minimum.

Chauffé avec le soufre, le carbone, le phosphore, il les brûle; les acides produits s'unissent à la baryte.

Traité par l'acide hydrochlorique, il forme de l'eau oxigénée et de l'hydrochlorate de baryte.

IV. PRÉPARATION.

Nous l'avons indiquée plus haut, page 67.

V. HISTOIRE.

Il a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard.

---

§ II.

HYDRATE DE PEROXIDE DE BARIUM.

Cet hydrate, découvert par M. Thénard, s'obtient comme celui de peroxide de strontium. (Page 6.)

Ses propriétés sont analogues à celles de l'hydrate de peroxide de calcium et de strontium; seulement il a plus de saveur alcaline que ce dernier; il est moins insoluble dans l'eau.

CHAPITRE IV.

CHLORURE DE BARIUM (^{4}Ch Ba).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore.	34,06	4	885,30
Barium.	65,94	1 . . .	1913,86
	100,00	poids at.	2799,16

II. NOMENCLATURE.

Muriate de baryte anhydre.

III. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, fusible.

Il cristallise en lames hexagonales.

Il est soluble dans l'eau.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

C'est un poison assez violent.

V. PRÉPARATION.

On neutralise le sulfure hydrogéné de baryte ou le sous-carbonate de cette base par l'acide hydrochlorique; on filtre, on fait évaporer à sec, et on fond le résidu.

VI. USAGES.

Ce composé est surtout précieux comme réactif pour précipiter l'acide sulfurique; et sous ce rapport, il est préférable au nitrate de baryte, qu'on emploie aussi à cet usage.

PARIS, IMPRIMERIE DE DECOURCHANT,
Rue d'Erfurth, n° 1, près de l'Abbaye.

DIX-SEPTIÈME LEÇON.

LITHIUM (L).

CINQUANTIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

I. NOMENCLATURE.

Lithium, dérivé du grec λιθος, pierre, est le nom d'un métal qu'on a retiré d'un alcali appelé *lithine* ou *lithion*. La lithine a reçu son nom de cette circonstance qu'elle a été découverte dans des pierres.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le lithium est solide, fusible et ductile.

Il est blanc, et doué de l'éclat métallique.

Son poids atomistique est, suivant M. Berzelius, de 255,63.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il brûle lorsqu'on en élève la température dans l'air.

Jeté dans l'eau, il la décompose avec une effervescence occasionée par de l'hydrogène; le métal s'oxide, et passe à l'état de lithine.

IV. ÉTAT NATUREL.

Il n'a été trouvé dans la nature qu'à l'état d'oxide combiné à des corps oxidés.

V. HISTOIRE.

Ce métal a été obtenu de la lithine par sir H. Davy, et je tiens de lui ce que je viens de dire des propriétés de ce corps.

SECTION II.

OXIDE DE LITHIUM ($\ddot{L}$).

LITHINE.

La lithine a été si peu étudiée, que je ne puis tracer son histoire d'après les règles que je

suis en général dans l'exposition des propriétés des corps.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	43,9	2 . . .	200,00
Lithium	56,1	1	255,63
	100,00	poids at.	455,63

II. HISTOIRE.

M. Arfwedson, un des élèves les plus distingués de M. Berzelius, découvrit en 1818 la lithine dans trois pierres appelées *pétalite, triphane* et *tourmaline verte*. M. Berzelius la découvrit la même année dans la *tourmaline rubellite*.

III. PRÉPARATION.

On chauffe au rouge dans un creuset de platine pendant une heure et demie 4 parties de sous-carbonate de baryte et 1 partie d'une pierre contenant de la lithine ; on traite la masse refroidie par l'acide hydrochlorique faible ; on fait évaporer à sec ; on reprend le résidu par l'eau, et on filtre pour séparer de la silice.

On précipite par l'acide sulfurique la baryte contenue dans la liqueur d'où la silice a été séparée ; on filtre ; on verse dans la liqueur du sous-carbonate d'ammoniaque ; on filtre encore pour

séparer un précipité formé d'alumine, d'oxides de fer et de manganèse ; on évapore la liqueur à sec, et on chauffe au rouge le résidu. La matière fixe est du sulfate de lithine, que l'on dissout dans l'eau, et dont on précipite l'acide par la quantité d'eau de baryte strictement nécessaire pour cela ; la liqueur filtrée, évaporée, hors du contact de l'acide carbonique dans un vase d'argent, donne la lithine, qui est très-probablement à l'état d'hydrate. Voici, au reste, les propriétés qui la distinguent des autres alcalis que nous avons examinés.

IV. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est solide, et assez fusible.

Sa cassure est cristalline.

V. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elle est beaucoup plus soluble dans l'eau que la strontiane et la baryte ; cependant elle n'est pas déliquescente. Elle attire comme elles l'acide carbonique de l'air ; mais son sous-carbonate n'est pas insoluble, comme le sont ceux de strontiane et de baryte.

Elle ne précipite pas le chlorure de platine elle attaque ce métal avec force à la tempéra-

ture rouge, au moins quand les corps sont chauffés avec le contact de l'air.

VI. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle a une saveur alcaline et une causticité beaucoup plus grande que celles de la strontiane et de la baryte.

VII. USAGES.

Jusqu'ici les arts n'en ont tiré aucun parti.

SODIUM (So).

CINQUANTE-UNIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — SODIUM.

I. NOMENCLATURE.

Sodium dérive de *soda*, soude, nom de l'alcali d'où le sodium a été extrait.

M. Berzelius l'appelle *natrium.*

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le sodium est solide; il se fond à 90°, et il se volatilise à une température supérieure à celle qui fond le verre à vitre.

A 15°, il a la mollesse de la cire.

A 16°, sa densité est de 0,972. Vous devez remarquer cette propriété avec d'autant plus d'attention, qu'il a un éclat métallique tout aussi prononcé que celui du plomb; par conséquent, l'éclat des métaux ne peut plus être attribué à leur grande densité.

Son poids atomistique est de 581,84.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est susceptible de se combiner avec le gaz oxigène sec, mais à chaud seulement. Lorsqu'on le chauffe au milieu de ce gaz dans une petite cloche de verre sur le mercure, il s'enflamme, et l'on obtient du peroxide mêlé d'une certaine quantité de protoxide ou de soude. Si on répétait cette expérience en substituant l'air à l'oxigène, il s'oxiderait lentement sans lumière; mais si le sodium était jeté dans l'air froid et non raréfié, après avoir été rougi, il brûlerait avec vivacité.

Le sodium chauffé dans le chlore s'y combine en produisant de la lumière et un chlorure solide.

A chaud, il s'unit également bien avec la vapeur d'iode, de soufre, de phosphore, etc.

Il s'allie avec la plupart des métaux, surtout avec ceux qui sont fusibles à une basse température.

Le sodium a une action des plus remarquables sur l'eau, car il la décompose à l'instant où il la touche : pour s'en convaincre, il suffit de faire passer un petit morceau de ce métal enveloppé de papier-joseph dans une cloche étroite contenant quelques centimètres cubes d'eau, et renversée sur le mercure, pour voir au moment du contact une vive effervescence, et le métal disparaître. Il est aisé de reconnaître que le gaz qui a été dégagé est de l'hydrogène, et que l'eau se comporte comme une solution alcaline énergique avec les réactifs colorés. Si on détermine d'avance le poids du sodium, et si on détermine après l'expérience le volume de l'hydrogène, on aura ainsi la proportion d'oxigène qui se sera fixée au métal pour former le protoxide de sodium ou la soude.

Le sodium jeté à la surface d'une masse d'eau

qui est en contact avec l'air, s'y maintient par sa légèreté spécifique, mais il ne reste pas où il est tombé; il se meut constamment; et comme il décompose l'eau qui est en contact avec lui, de l'hydrogène se dégage; il diminue de volume, parce que la soude produite se dissout peu à peu, et en même temps il s'échauffe, se fond, et enfin il est réduit en un globule qui disparaît avec une sorte d'explosion.

Lorsqu'il est chauffé dans le protoxide d'azote, il s'enflamme; il lance des étincelles; il se produit du peroxide de sodium qui passe ensuite à l'état d'hyponitrite de protoxide de sodium.

Il ne s'oxide pas au maximum dans le deutoxide d'azote.

Il s'empare à chaud de l'oxigène de l'oxide de carbone sans dégager de lumière.

Il décompose la plupart des oxides métalliques à des températures d'autant plus élevées, que les oxides tiennent davantage à l'oxigène.

Il décompose la plupart des oxacides à l'aide de la chaleur; les acides nitreux, carbonique, borique, sont décomposés sans dégagement de lumière.

Lorsqu'il s'enflamme dans un oxacide, il ne devient pas bleuâtre avant de brûler.

Le sodium chauffé dans l'acide hydrochlorique en absorbe le chlore, et met l'hydrogène en liberté.

Il se comporte d'une manière analogue avec les acides hydrobromique, hydriodique, hydrophtorique.

Lorsqu'on le chauffe dans le gaz ammoniac il dégage d'une portion du gaz un volume d'hydrogène égal à celui qu'il aurait dégagé de l'eau; il s'unit à l'azote de cette ammoniaque décomposée, et forme ainsi un azoture qui fixe une certaine quantité d'ammoniaque. Si l'on chauffe l'azoture de sodium ammoniacal, l'ammoniaque se sépare, et il reste de l'azoture de sodium.

L'acide hydrosulfurique est décomposé à chaud par le sodium; il se produit un sulfure qui se combine à une certaine proportion d'acide hydrosulfurique.

Le sodium enlève le phosphore à l'hydrogène.

IV. ÉTAT NATUREL.

Il ne se trouve pas dans la nature à l'état métallique, mais ses combinaisons avec le chlore, les combinaisons salines de son protoxide avec

les acides sulfurique, carbonique, borique, sont assez abondamment répandues.

V. PRÉPARATION.

On peut se procurer le sodium au moyen de deux procédés principaux : *A* de la décomposition de la soude opérée par la pile voltaïque; *B* de la décomposition de la soude opérée par le fer ou le charbon.

A. On peut faire agir l'électricité voltaïque sur un morceau d'hydrate de protoxide de sodium humecté ou sur la dissolution aqueuse de cet alcali.

Dans le premier cas, deux fils de platine, qui communiquent avec les pôles d'une forte pile, sont mis en contact avec un morceau d'hydrate de protoxide de sodium assez humecté à sa surface pour le rendre conducteur; l'oxigène de l'eau et celui du protoxide de sodium se dégagent au fil positif; l'hydrogène se dégage au fil négatif, et le sodium s'y rassemble sous la forme de petits globules qu'on enlève avec soin pour les mettre dans du naphte.

Dans le second cas, on met du mercure dans un vase cylindrique, on y fait rendre le fil négatif de la pile, qui doit être roulé en spirale

à l'extrémité plongée; on couvre le mercure d'une forte solution de soude, dans laquelle on plonge le fil positif; alors le sodium s'amalgame au mercure; on sépare les deux métaux en les chauffant au milieu de la vapeur de naphte dans un petit appareil de verre; le mercure est volatilisé, et le sodium reste dans la cornue.

B. Le second procédé pour préparer le sodium est fondé sur les affinités chimiques. Il consiste à mettre l'hydrate de protoxide de sodium en contact avec le fer rouge de feu ou le charbon.

I. F (fig. I, pl. 3) est un fourneau surmonté d'une cheminée; *cc'* est un canon de fusil courbé; il est revêtu d'un lut formé de $\frac{4}{5}$ de sable et de $\frac{1}{5}$ d'argile, dans la partie *aa'*, qui doit recevoir immédiatement l'action du feu. Il contient dans cette même partie de la tournure de fer; la partie *ca* contient 4 onces environ d'hydrate de soude. On adapte à cette extrémité un tube de verre T coudé plongeant d'un centimètre dans du mercure. A l'autre extrémité *c'*, est une alonge D, soit en verre, soit en cuivre rouge, à laquelle est adapté un tube coudé T' plongeant dans une petite soucoupe remplie

de mercure. Le fourneau n'a point de porte, ou plutôt la porte est bouchée; il y a une ouverture *o* dans laquelle s'engage la tuyère d'un soufflet à vent continu. On commence par remplir le fourneau de charbon, soit par une porte pratiquée sur la paroi du dôme, soit par la cheminée. Lorsque le charbon est en pleine combustion, que la tournure de fer est rouge de feu, on place sur une grille *hh'* des charbons ardens, et cela peu à peu, en allant de *h'* en *h*. L'hydrate de sodium se fond par l'action de la chaleur; il arrive dans la courbure *aa'*, où il rencontre du fer; alors l'eau et la soude se décomposent, leur oxigène se combine à la tournure de fer qui est dans le canon, et le sodium et l'hydrogène se dégagent. L'hydrogène à l'état gazeux sort par le tube T'; le sodium, qui exige une température rouge presque blanche pour se volatiliser, doit nécessairement se condenser, pour la plus grande partie au moins, en *c'*; cependant il peut s'en trouver dans la partie de l'allonge la plus voisine de *a' c'*. Il peut arriver que la partie *a' c'* du tube s'engorge de sodium, mais vous devez penser que cela n'arrivera qu'à la fin de l'opération, et c'est alors que le canon, qui est très-

chaud, et qui est formé d'une matière très-ductile à une température rouge, pourrait se trouer par l'expansion des gaz, si ceux-ci ne pouvaient se dégager de l'appareil. C'est pour éviter cet accident que l'on a adapté à l'extrémité *c* du canon, le tube T qui plonge dans le mercure. Comme cette partie ne s'engorge pas, le gaz peut toujours se dégager; si ce dégagement a lieu, on est averti que la partie *c' a'* est engorgée. Ce procédé est susceptible de donner de grandes quantités de sodium. Quand on a l'habitude de le pratiquer, il est rare de ne pas réussir, quoiqu'il faille toujours prendre beaucoup de précautions : ainsi il faut que le tuyau soit bien solide; qu'il tienne bien les gaz à une température élevée; qu'il ait été bien desséché dans l'intérieur avant l'opération; que la tournure de fer qu'on emploie soit parfaitement nette et parfaitement exempte d'humidité, afin de présenter à la vapeur de l'hydrate de soude une matière bien combustible.

II. Il existe un procédé fondé encore sur l'affinité chimique pour décomposer la soude, qui consiste à introduire son hydrate mêlé de charbon dans un canon de fusil fermé à une extrémité. Le mélange contenu dans cette par-

tie du tube est chauffé à la forge; lorsque la température est très-élevée, on plonge une tige de fer froide dans le canon; alors la vapeur de sodium se condense dessus; et en retirant la tige du canon, il est aisé d'en détacher le métal qui la recouvre.

Curaudau a opéré le premier la décomposition de la soude par le charbon; mais son procédé ne donne qu'une très-petite quantité de sodium.

Il est probable qu'en chauffant le mélange de charbon et d'hydrate de soude dans une cornue de fer, on réussirait mieux.

VI. HISTOIRE.

Le sodium fut extrait de la soude, en 1807, par sir Humphry Davy; c'est une découverte mémorable dans la science, parce qu'elle a eu une immense influence sur ses progrès.

MM. Gay-Lussac et Thénard ont fait un excellent travail sur ce métal. Ils l'ont étudié sous les rapports les plus variés, et en découvrant le moyen de se le procurer en grande quantité par l'intervention de l'affinité chimique, ils ont rendu un grand service aux chimistes.

SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU SODIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS EXAMINÉS PRÉCÉDEMMENT.

CHAPITRE II.

§ Ier.

PROTOXIDE DE SODIUM ($\ddot{S}o$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . . .	25,58	2	200,00
Sodium	74,42	1	581,84
	100,00	poids at.	781,84

II. NOMENCLATURE.

Soude anhydre.

III. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés du protoxide de sodium pur ou anhydre sont plutôt admises par analogie

qu'elles n'ont été étudiées immédiatement, et vous allez en sentir la raison. Avant la découverte du sodium, le protoxide de ce métal anhydre était inconnu, l'état le plus approchant de celui de pureté où on l'avait obtenu était celui d'hydrate. Ce n'est qu'en mettant du sodium dans la quantité d'oxigène strictement nécessaire pour convertir le métal en protoxide, qu'on peut espérer d'avoir ce composé parfaitement pur. Or cette opération présente d'assez grandes difficultés dans l'exécution, les chimistes ne se sont pas appliqués à les surmonter, parce qu'ils ont pensé sans doute que les propriétés du protoxide de sodium n'ajouteraient pas des faits bien importans à nos connaissances, par la raison qu'on a étudié son hydrate avec beaucoup d'exactitude, et qu'on l'a soumis à un grand nombre d'expériences, et enfin que le sous-carbonate de soude anhydre, qui est assez disposé à se séparer de son acide carbonique, lorsqu'il est mis en contact avec beaucoup de corps, surtout à une température élevée, présente une matière qui, dans plusieurs expériences, peut suppléer au protoxide de sodium anhydre.

IV. HISTOIRE.

Les propriétés du protoxide de sodium, comme matière particulière, ont été reconnues en 1736 par Duhamel, et en 1758 par Margraf. Ces deux chimistes ont le plus contribué à distinguer la soude de la potasse, avec laquelle on la confondait très-souvent.

Les anciens paraissent avoir décrit plusieurs sels de soude, sous le nom de *nitrum*, et particulièrement les carbonates de soude qui se trouvent en Égypte et dans plusieurs autres contrées de l'Afrique.

---

§ II.

HYDRATE DE PROTOXIDE DE SODIUM

$({}^{2}H^{2}\,\ddot{So})$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau....	22,34	2 ...	224,96
Soude...	77,66	1 ...	781,84
	100,00	poids at.	1006,80

II. NOMENCLATURE.

Hydrate de soude, soude à l'alcool pure.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible, volatil à une température rouge blanche. Toutes les fois que vous chauffez de l'hydrate de soude dans un creuset d'argent, il ne se dégage qu'une assez petite quantité de vapeur, parce qu'il faut une température assez élevée pour la produire; mais si vous faisiez arriver dans la matière fondue un courant d'un fluide élastique, qui n'aurait d'ailleurs aucune action chimique sur elle, par exemple, un courant de gaz azote, alors vous en volatiliseriez une quantité bien plus grande que si vous aviez exposé, le même temps, à la même température, l'hydrate de soude dans un creuset où l'air ne pénétrerait qu'avec une certaine difficulté. C'est un exemple du principe général que M. Gay-Lussac a établi : savoir, qu'un corps vaporisable exposé à une température inférieure à celle où il entre en ébullition, mais où il a une tension notable, pourra être complètement volatilisé à cette même température s'il est soumis à un courant de gaz suffisamment prolongé.

L'hydrate de soude a une densité de 1,336.

Il est blanc.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où l'hydrate de soude agit sans que les élémens du protoxide de sodium se séparent.*

L'hydrate de soude est remarquable par l'énergie de ses propriétés alcalines, c'est-à-dire par la force avec laquelle il agit sur les réactifs colorés, et sur les acides avec lesquels il forme en général des combinaisons qui ont au plus haut degré les caractères des substances salines.

L'hydrate de soude a une grande affinité pour l'eau; non-seulement il ne la perd pas par l'action de la chaleur, mais il peut en absorber encore une proportion notable pour former un surhydrate cristallisable, et cette absorption est accompagnée d'un vif dégagement de chaleur comparable à celui qu'on observe dans l'extinction de la chaux, de la strontiane et de la baryte.

L'hydrate de soude se combine à la vapeur d'eau avec assez de force pour réduire un espace qui en est saturé à la sécheresse extrême, et la proportion qu'il peut en absorber peut aller jusqu'à le dissoudre. Il est donc, comme on le dit, *déliquescent.*

Il est susceptible de s'unir à la glace en dégageant de la chaleur.

Lorsque l'hydrate de soude s'unit aux acides il perd son eau, ou si le sel produit, est susceptible de former un hydrate, cet hydrate est beaucoup moins stable que celui de protoxide de sodium. C'est ce qui explique pourquoi ce dernier hydrate perd son eau toutes les fois qu'il est exposé à la chaleur avec un acide fixe qui est susceptible de se combiner à la soude. On doit considérer l'eau de l'hydrate de soude comme y jouant le rôle d'un acide faible.

L'hydrate de soude que l'on tient en fusion dans le gaz oxigène, ou même dans l'air atmosphérique dépouillé d'acide carbonique, se suroxide et perd en même temps son eau d'hydratation.

L'eau qui contient 0,09 environ de son poids d'hydrate de soude en solution, peut dissoudre beaucoup plus de chlore que l'eau pure. Cette solution constitue le chlorure de soude dont nous parlerons plus bas.

L'eau de soude est susceptible de dissoudre un grand nombre d'oxides métalliques, savoir, l'oxide vert de chrôme, l'hydrate de deutoxide de cuivre, mais à froid seulement; les oxides

d'étain, le protoxide de plomb, l'oxide de cadmium, l'oxide de zinc, l'alumine et la glucine.

Elle dissout les acides tungstique, silicique, colombique, antimonieux, antimonique, et manganésique.

B. *Cas où les élémens du protoxide de sodium de l'hydrate de soude agissent en se séparant.*

Le chlore, à une température rouge, agit comme un comburant sur le protoxide de sodium. Il se combine avec le métal en en séparant l'oxigène.

$$\text{4 at. chlore décomposant 1 at. soude} = \begin{cases} \text{2 at. oxigène,} \\ \text{1 at. sodium;} \end{cases}$$

il en résulte

2 at. d'oxigène,

et

$$\text{1 at. chlorure de sodium} = \begin{cases} \text{4 at. chlore,} \\ \text{1 at. sodium.} \end{cases}$$

Dans cette réaction, on a fait abstraction de l'eau de l'hydrate. Maintenant si nous la prenons en considération, il est clair que puisqu'il y a dans 1 atome d'hydrate de soude

$$\text{2 at. d'eau} = \begin{cases} \text{2 oxigène,} \\ \text{4 hydrogène,} \end{cases}$$

il faudra pour les décomposer

4 at. de chlore;

il en résultera

2 at. oxigène,

4 at. acide hydrochlorique = { 4 at. chlore, 4 at. hydrogène;

conséquemment, pour décomposer complètement 1 atome d'hydrate de protoxide de soude, il faut 8 atomes de chlore.

Nous avons vu plus haut que l'eau qui ne contient que 0,09 de son poids d'hydrate de soude absorbe beaucoup plus de chlore que l'eau pure, et l'absorbe sans que la soude éprouve de changemens dans l'arrangement de ses élémens. Il en est tout autrement d'une solution de soude concentrée, par exemple, d'une eau qui contient $\frac{1}{4}$ de son poids d'hydrate de cet alcali; le chlore qu'elle absorbe donne naissance à de l'acide chlorique qui neutralise une portion de soude, et à une proportion correspondante de chlorure de sodium, car l'oxigénation du chlore acidifié se fait aux dépens d'une partie de la soude : par exemple,

1 at. de chlorate de soude = { 2 at. acide chl. = { 10 at. oxigène, 4 at. chlore, ; 1 at. de soude = { 2 at. oxigène, 1 at. sodium;

1 at. chl. sodium = { 4 at. chlore, 1 at. sodium.

D'après cela, supposons que nous ayons

24 at. de chlore,

$$6 \text{ at. de soude} = \begin{cases} \text{A. 5 at. de soude} = \begin{cases} \text{10 at. oxigène,} \\ \text{5 at. sodium,} \end{cases} \\ \text{B. 1 at. de soude;} \end{cases}$$

l'atome de soude B passera à l'état de chlorate, et pour cela il faudra

10 at. d'oxigène,
4 at. de chlore.

Or 10 at. d'oxigène provenant de la soude, il y aura 5 atomes de soude *A* désoxigénés, et conséquemment 5 atomes de sodium qui se combineront à 20 atomes de chlore. Voici les résultats de cette réaction en tableau :

$$\begin{matrix}\text{1 at. de chlo-} \\ \text{rate de soude.}\end{matrix} = \begin{cases} \text{2 at. ac. chloriq.} = \begin{cases} \text{10 at. oxigène,} \\ \text{4 at. chlore,} \end{cases} \\ \text{1 at. de soude;} \end{cases}$$

$$\text{5 at. chlorure de sodium} = \begin{cases} \text{20 at. chlore,} \\ \text{5 at. sodium.} \end{cases}$$

Le soufre que l'on fait passer sur de l'hydrate de protoxide de sodium rouge de feu, le décompose à peu près de la même manière que le fait le chlore dans l'opération que nous venons de décrire, c'est-à-dire qu'une portion de soude cède son oxigène à une portion de soufre ; il en résulte d'une part de l'acide sulfurique qui neutralise une portion de soude indécomposée, et du sodium qui est sulfuré par une portion de

soufre qui ne s'oxigène pas. Prenons, en négligeant l'eau de l'hydrate,

$$4\text{ at. soude} = \begin{cases} A'.\ 3\text{ atomes} = \begin{cases} 6\text{ at. oxigène,} \\ 3\text{ at. sodium,} \end{cases} \\ B'.\ 1\text{ at. soude;} \end{cases}$$

$$8\text{ at. soufre} = \begin{cases} A.\ 2\text{ at. soufre,} \\ B.\ 6, \end{cases}$$

nous aurons

$$1\text{ at. sulfate soude} = \begin{cases} 2\text{ at. ac. sulfuriq.} = \begin{cases} 6\text{ oxigène,} \\ 2\text{ soufre,} \end{cases} \\ 1\text{ at. soude } B'; \end{cases}$$

$$3\text{ at. sulfure de sodium} = \begin{cases} 6\text{ at. soufre,} \\ 3\text{ at. sodium } A'. \end{cases}$$

Les acides hydrochlorique, hydrophtorique, hydriodique, etc., que l'on met en contact avec la soude, peuvent être considérés, ainsi que nous l'avons dit, comme formant un hydrochlorate, un hydrophtorate, un hydriodate, etc., lorsque la combinaison reste dissoute dans l'eau; mais lorsqu'on fait évaporer la solution à sec, le résidu est un chlorure, un phtorure, un iodure, etc., de sodium. L'hydrogène des acides a donc désoxigéné la soude.

L'acide hydrosulfurique que l'on fait passer sur l'hydrate de soude rouge de feu, lui fait éprouver une décomposition analogue, il en résulte de l'eau et un sulfure de sodium.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

L'hydrate de soude dissous dans l'eau a une saveur âcre et le *goût urineux*. (16e leçon, page 7.) Si la liqueur est concentrée, elle désorganise la peau avec une grande rapidité ; en un mot, elle possède la causticité à un haut degré.

Si on applique un morceau d'hydrate de soude sur la langue, on éprouve une sensation de chaleur due à l'union de l'eau de la salive avec l'hydrate, et presque aussitôt une sensation douloureuse résultante de la désorganisation de la peau à l'endroit qui a le contact de l'alcali.

La grande solubilité de la soude dans l'eau fait qu'elle agit bien plus rapidement sur les matières organiques que les alcalis moins solubles.

Les sels de soude sont en général purgatifs.

VI. ÉTAT NATUREL.

L'hydrate de soude n'existe pas dans la nature.

VII. PRÉPARATION.

On prépare l'hydrate de soude avec le sous-carbonate de cet alcali, et pour y parvenir, on fait deux opérations principales :

1° On sépare l'acide carbonique de la soude au moyen de la chaux; c'est ce qu'on appelle la rendre *caustique*.

2° On traite par l'alcool la *soude caustique*, afin d'en séparer du chlorure de sodium, du sulfate de soude, et même du sous-carbonate de soude, qui peuvent s'y trouver mêlés à l'hydrate.

Décrivons ces opérations.

On commence par peser :

Chaux caustique.	4	parties.
Sous-carbonate de soude	10	—
Eau.	70	—

La chaux ne doit pas contenir d'alumine, ni même de silice, par la raison que la soude caustique pourrait dissoudre ces substances.

On éteindra d'abord la chaux avec une portion de l'eau; on la délaiera dans ce qui restera de liquide, puis on y jettera le sous-carbonate. Il faudra, autant que possible, préserver les matières du contact de l'atmosphère, afin d'éviter l'action de l'acide carbonique qui s'y trouve. Elles devront réagir vingt-quatre heures au moins, et pendant ce temps plus on les agitera, mieux ce sera.

On fait usage de grands flacons de verre ou

de vaisseaux de grès bien cuit. Si l'on ne se proposait que de rendre la soude caustique, sans vouloir la soumettre à l'action de l'alcool, on ferait très-bien l'opération dans des vaisseaux de bois blanc ou de pierre calcaire.

Expliquons ce qui se passe dans cette opération :

La chaux dissoute dans l'eau s'empare, en vertu de l'affinité élective (*leçon* I[re], *pag.* 30), de l'acide carbonique du sous-carbonate de soude, et met par conséquent cette base en liberté ; d'un autre côté la soude étant soluble dans l'eau, tandis que le sous-carbonate de chaux ne l'est pas ou presque pas, ces deux corps se trouvent ainsi séparés l'un de l'autre.

S'il était possible d'avoir une eau très-chargée de chaux, on pourrait enlever très-promptement l'acide carbonique à la soude, en versant dans la solution de son sous-carbonate la quantité suffisante d'eau de chaux pour en précipiter tout l'acide; mais l'eau étant très-peu chargée de chaux, si l'on voulait arriver à ce résultat, il faudrait un volume considérable de liquide; dès lors l'eau de soude serait très-faible et hors d'état de servir à des opérations pour lesquelles on la prépare dans quelques arts; et

si on voulait la concentrer, les frais du combustible seraient trop élevés. Au reste, en suivant les proportions que nous avons prescrites pour enlever l'acide carbonique à la soude, on réussira toujours d'une manière satisfaisante, en ayant soin d'agiter souvent ces matières, et en les préservant du contact du gaz acide carbonique. La nécessité de les remuer pour les mêler est évidente; la chaux n'a guère d'action qu'à l'état liquide; par conséquent dans l'opération précédente il n'y a dans un temps donné que celle qui est en solution qui agisse. Dès lors si on ne l'agitait pas, il arriverait 1° que le sous-carbonate de chaux, en se précipitant sur l'hydrate de chaux non dissous, mettrait obstacle à la solution de ce dernier, en diminuant ses points de contact avec le dissolvant; 2° qu'il n'y aurait guère que la couche d'eau qui touche cet hydrate qui pourrait le dissoudre. L'agitation accélère la réaction des matières en mettant continuellement l'hydrate indissous en contact avec l'eau, qui ayant perdu par son contact avec l'acide carbonique du sel de soude, la chaux qu'elle tenait en dissolution, est devenue par là même capable d'en dissoudre de nouvelle. On conçoit que l'agitation est d'autant plus nécessaire qu'on

approche davantage de la fin de l'opération, parce qu'alors l'acide carbonique est plus divisé dans la liqueur, et que le sous-carbonate de chaux diminue par sa grande proportion les points de contact de l'hydrate indissous avec l'eau.

Je recommande de faire réagir les corps à la température ordinaire de l'atmosphère, par la raison que la chaux étant plus soluble à froid qu'à chaud (16e *leçon*, *pag*. 18), on doit, en opérant à froid, favoriser le pouvoir dissolvant de l'eau.

Au bout de 24 à 30 heures, lorsqu'on croit que les matières ne réagissent plus, ou presque plus, on peut, si leur masse n'est pas trop considérable, les exposer à l'action du feu, et laisser bouillir le liquide quelques minutes.

La chaleur agit de deux manières : 1o elle facilite le mélange par les courans qu'elle détermine dans la liqueur; 2° la température étant élevée, s'il y avait de la chaux en excès, ou même du sous-carbonate de chaux en dissolution, ces matières se déposeraient, parce qu'elles sont moins solubles à chaud qu'à froid.

Nous rappellerons les précautions à prendre

pour enlever l'acide carbonique à la soude par une matière peu soluble, lorsque nous traiterons de l'extraction des principes colorans par l'eau, de la fixation des mordans et des principes colorans sur les étoffes.

Après que le liquide a perdu son acide carbonique, on le filtre, ou on le soutire, suivant qu'on opère en petit ou en grand; dans le premier cas on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité dans une capsule d'argent, et dans le second, on fait usage de vaisseaux évaporatoires de fer ou de plomb. Le résultat de l'opération est un hydrate qu'on nomme *soude à la chaux.* Si l'on avait employé un sous-carbonate de soude parfaitement pur, et qu'on l'eût décomposé complètement, la *soude à la chaux* ne contiendrait que de l'hydrate de soude, et toujours, ou presque toujours, une petite quantité de sous-carbonate formé pendant l'évaporation, aux dépens de l'acide carbonique de l'atmosphère ambiante; mais comme presque toujours le sous-carbonate de soude dont on fait usage contient 1° du chlorure de sodium qui est inaltérable par l'eau de chaux, 2° du sulfate de soude qui n'éprouve qu'une décomposition très-incomplète de la part du

même réactif, il s'ensuit que la liqueur doit contenir, avec l'hydrate de soude, la plus grande partie du sulfate et tout le chlorure qui était dans la soude carbonatée. D'un autre côté, ces corps étant fixes, ils doivent se retrouver dans la *soude à la chaux*. Vous concevez d'après cela la nécessité d'avoir recours à une nouvelle opération pour isoler l'hydrate de soude des corps étrangers qui y sont mêlés dans la *soude à la chaux*. Cette seconde opération est très-simple; elle consiste à mettre la soude à la chaux divisée autant que possible en contact avec de l'alcool concentré de 36 à 40° de l'aréomètre de Baumé; l'hydrate de soude est dissous avec une très-faible proportion de chlorure de sodium. Quant au sulfate, il ne l'est pas du tout. Lorsque vous aurez mis la matière pulvérisée avec de l'alcool, dans des vases fermés, que vous l'aurez agitée pendant un certain temps, vous décanterez la solution, et vous la ferez concentrer dans des cornues, ou, ce qui est préférable, dans un alambic dont la chaudière est en argent; vous séparerez ainsi une grande partie de l'alcool. Si l'on opère dans une cornue de verre, il faut transvaser la liqueur dès qu'elle est concentrée à un certain point dans

une chaudière ou capsule d'argent; autrement l'hydrate de soude attaquerait le verre. Si vous opérez dans un alambic, vous concentrez davantage, par exemple, jusqu'à ce que la matière commence à noircir sur les bords qui touchent le métal. Dans tous les cas vous séparez avec une cuiller d'argent une matière noire, comme bitumineuse, qui provient de l'altération de l'alcool, et qui apparaît à la surface de la liqueur. Lorsque la soude présente une fonte parfaitement tranquille, c'est-à-dire qu'il ne s'en dégage plus de gaz ni de vapeur, on la coule dans des bassins d'argent ou de platine; mais l'argent est préférable : on obtient ainsi l'hydrate de soude sous la forme de plaques qu'on brise en morceaux pour les introduire dans des flacons fermés à l'émeri.

L'hydrate de soude préparé par ce procédé ne peut contenir qu'une petite quantité de chlorure de sodium et d'acide carbonique, lequel s'y est uni pendant l'évaporation de l'alcool; mais l'acide carbonique ne nuit point à la plupart des opérations que l'on fait avec cet alcali.

VIII. USAGES.

L'hydrate de soude n'est guère employé que comme réactif.

IX. HISTOIRE.

Avant Berthollet, auteur du procédé que je viens de décrire, on ne connaissait que la soude à la chaux.

---

§ III.

SURHYDRATE DE SOUDE.

Lorsqu'on fait dissoudre à chaud de l'hydrate de soude dans l'eau, on obtient par le refroidissement de la liqueur, si elle a été suffisamment chargée, des cristaux en aiguilles ou en lames de surhydrate de soude.

Ces cristaux présentent cela de remarquable, qu'ils produisent du froid quand on les mêle avec de l'eau, et à plus forte raison avec de la glace. Ils agissent donc sur cette dernière comme le fait l'acide sulfurique faible sur la glace.

On n'a pas déterminé la proportion d'eau contenue dans le surhydrate de soude.

§ IV.

CHLORURE DE SOUDE.

Nous avons vu que le chlore est absorbé en plus grande proportion par une légère eau de soude que par l'eau pure, et en outre qu'une solution concentrée du même alcali ne peut absorber ce même gaz sans donner naissance à du chlorure de sodium et à du chlorate de soude. Il est donc essentiel, quand on veut se procurer un chlorure de soude, d'étendre suffisamment l'alcali, afin d'éviter sa décomposition ; en outre, lorsqu'on veut préparer du chlorure de soude pour un usage quelconque qui en exige des quantités plus ou moins grandes, il faut faire usage de sous-carbonate de soude, et non d'hydrate.

On monte le même appareil que pour la préparation du chlore dissous dans l'eau ; mais, au lieu d'eau pure, on se sert d'eau de sous-carbonate de soude. La proportion de ces corps est de 100 parties d'eau et de 6 à 10 parties de sous-carbonate.

Le chlorure de soude est employé comme désinfectant et comme décolorant; à cet égard il peut remplacer l'eau de javelle.

---

§ V.

SULFURE HYDROGÉNÉ DE SOUDE.

Nous avons vu que l'eau de soude dissout le soufre, et donne naissance à un liquide jaune qu'on nomme *sulfure hydrogéné de soude.* On obtient un liquide, sinon identique, au moins analogue, en fondant au rouge léger parties égales d'hydrate de soude et de soufre, puis dissolvant dans l'eau la matière refroidie.

Ces liqueurs sont jaunes; elles ont l'odeur de l'acide hydrosulfurique. Le mercure avec lequel on les agite les décolore en se combinant à du soufre; il reste dans l'eau 1° de l'hydrosulfate, 2° de l'hyposulfite de soude, 3° de la soude.

On peut les considérer comme des dissolutions d'*hyposulfite de soude*, + d'*hydrosulfate de soude*, + de *soude*, + de *soufre*, ou d'*hypo-*

sulfite de soude, + de *soude*, + de *soufre hydrogéné.*

CHAPITRE III.

PEROXIDE DE SODIUM $(\dddot{\mathrm{S}}\mathrm{o})$?

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. .	34,72	3 . .	300,00
Sodium . .	65,28	1 . .	581,84
	100,00	poids at.	881,84

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide et fusible; s'il est volatil, il l'est beaucoup moins que l'hydrate de soude.

Il est plus dense que l'eau.

Il a une couleur jaune.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est décomposé par l'eau bouillante en soude qui se dissout, et en oxigène qui se dégage.

Lorsqu'on le chauffe dans le gaz acide carbonique, il se forme du sous-carbonate de soude, et du gaz oxigène est mis en liberté.

Si on le chauffe dans le gaz hydrochlorique, on obtient du chlorure de potassium, de l'eau et du gaz oxigène.

Chauffé dans l'acide sulfureux, il passe à l'état de sulfate de soude. Il y a production de lumière.

Chauffé dans le deutoxide d'azote, il se forme de l'acide nitreux et de l'hyponitrite de soude.

Le sodium, chauffé avec une quantité convenable de peroxide, passe à l'état de soude en y faisant passer lui-même le peroxide.

Le peroxide de sodium, chauffé dans le gaz hydrogène, donne naissance à de l'eau qui s'unit au protoxide provenant de la désoxigénation du peroxide.

On conçoit, d'après ces faits, comment le peroxide de sodium chauffé avec du soufre, du phosphore, de l'arsenic, du zinc, etc., cède un tiers de son oxigène à ces corps, en produisant de la lumière et de la chaleur, et en donnant naissance à un sel, lorsque le combustible est susceptible de s'acidifier.

IV. PRÉPARATION.

Le peroxide de sodium est toujours un produit

de l'art. On le prépare en chauffant au milieu du gaz oxigène pur, du sodium qu'on a placé dans une petite capsule d'argent; il est assez difficile de l'obtenir sans mélange de protoxide.

On peut encore le préparer en tenant l'hydrate de soude en fusion dans un creuset d'argent, où l'oxigène pénètre. Si on opère au milieu de l'air ordinaire, il faut éviter, autant que possible, le contact du gaz acide carbonique.

V. HISTOIRE.

Le peroxide de sodium fut découvert en 1808 par MM. Gay-Lussac et Thénard.

CHAPITRE IV.

CHLORURE DE SODIUM (^{4}Ch S).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore. . . .	60,34	4 . . .	885,30
Sodium . . .	39,66	1 . . .	581,84
	100,00	poids at.	1467,14

II. NOMENCLATURE.

Ce composé est connu de tout le monde sous le nom de *sel marin*, quand il a été extrait de la mer; de *sel gemme*, quand il a été extrait à l'état solide du sein de la terre. On l'appelle encore *sel de cuisine*, à cause de ses usages culinaires. Enfin il a été appelé *muriate de soude anhydre*, quand on le considérait comme un composé d'acide muriatique et de soude.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est soluble, fusible et volatil à une chaleur rouge blanche.

Il cristallise en cubes.

Il est cassant.

Sa densité est de 2,12.

Il est incolore et transparent quand il est pur et cristallisé.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Le chlorure de sodium est remarquable par sa parfaite neutralité aux réactifs colorés.

Il a une assez forte affinité pour l'eau, car une solution qui en est saturée n'entre en ébullition qu'à la température de 109°,73, sous la pression de 0^m,760.

Voici la solubilité de ce composé à différens degrés de température dans 100 parties d'eau, déterminée par M. Gay-Lussac :

Température.	Chlorure dissous par 100 parties d'eau.
13°,89	35,81
16°,90	35,88
59°,93	37,14
109°,73	40,38

Vous voyez qu'il n'y a qu'une différence de 4,57 entre les solubilités du chlorure de sodium à 13°,89 et à 109°,73 ; c'est ce qui a fait dire à plusieurs chimistes qu'il est aussi soluble à chaud qu'à froid. Au reste, la légère différence que nous observons ne présente rien d'étonnant, puisque nous avons vu que la magnésie et la chaux sont plus solubles à froid qu'à chaud.

50 grammes de chlorure de sodium, en se dissolvant dans 200 grammes d'eau contenus dans un vase de verre de la capacité de 320 cent. cubes, et du poids de 185 grammes, ne donnent qu'un abaissement de 1°,9, suivant M. Gay-Lussac.

Le chlorure de sodium est déliquescent dans une atmosphère saturée d'eau.

On peut considérer sa dissolution comme celle d'un chlorure, ou celle d'un hydrochlo-

rate de protoxide de sodium. Dans les deux manières de voir tous les faits s'expliquent clairement : en effet, lorsque vous mettez la solution de ce chlorure avec une substance qui en dégage de l'acide hydrochlorique, par exemple de l'acide sulfurique, vous concevez également bien les résultats, soit que vous admettiez que l'eau contenait un hydrochlorate de soude dont la base, ayant plus d'affinité pour l'acide sulfurique que pour l'acide hydrochlorique, abandonne celui-ci pour s'unir au premier, soit que vous admettiez que le chlorure dissous, équivalant à

4 at. de chlorure,
1 at. de sodium,

est réduit, sous l'influence de 2 atomes d'acide sulfurique et de 2 atomes d'eau, en

4 at. acide hydrochlorique = { 4 at. chlore, 4 at. hydrogène;
1 at. de soude . . . . . . = { 2 at. oxigène, 1 at. sodium,

qui s'unit aux 2 atomes d'acide sulfurique.

On concevra également bien, dans les deux manières de voir, comment on fait de l'eau régale en mettant du chlorure de sodium avec de l'acide nitrique. Dans le cas où l'on admet

l'existence du chlorure, une partie de l'acide nitrique oxidant le sodium, met du chlore en liberté. Dans le cas où c'est un hydrochlorate, l'acide nitrique agit alors sur l'acide hydrochlorique comme il a été dit (11e *leçon, pag.* 4).

L'eau saturée de chlorure de sodium ne se gèle qu'à une température bien plus basse que celle de zéro. C'est ce qui explique pourquoi l'eau de la mer conserve sa liquidité, lorsque l'eau ordinaire se congèle.

L'eau qui contient du chlorure de sodium est en général moins propre que l'eau pure à dissoudre d'autres corps, et sous ce point de vue l'on se tromperait si l'on pensait, d'après la neutralité de ce chlorure, que sa présence dans l'eau ne peut exercer aucune influence sur une opération de teinture, car il est telle circonstance où elle en a une très-grande pour diminuer le pouvoir dissolvant de l'eau. On se tromperait encore de croire que le chlorure de sodium et les sels qui se trouvent dans les fluides animaux, ne sont pas susceptibles d'exercer sur les principes immédiats, dits organiques, une action particulière à l'eau salée et qui est nécessaire à la vie.

J'ai parlé (4e *leçon, pag.* 17) de l'influence

de l'eau sur les propriétés physiques des tissus organiques : qu'on substitue à l'eau pure l'eau salée, et l'on verra qu'ils sont loin d'en éprouver la même influence. Par exemple, *le tissu élastique jaune* du ligament cervical et des artères desséché, n'y reprendra point l'élasticité que lui rendra l'eau pure. D'après ce que je viens de dire, l'eau de chlorure de sodium est donc moins propre que l'eau pure à dissoudre, à pénétrer, à mouiller les matières organiques, et à modifier les propriétés physiques de celles qui constituent des tissus.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Le chlorure de sodium a une saveur salée et agréable que tout le monde connaît, et qui le fait rechercher des animaux mêmes. Il fait éprouver en outre une sensation de fraîcheur qu'il faut distinguer de sa saveur.

Il est inodore; l'odeur de violette que répand très-sensiblement le *sel marin* quand il est en grande masse, est due à une substance étrangère au chlorure de sodium.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il est très-répandu dans la nature : à l'état solide il forme des terrains entiers; dissous dans

l'eau, il existe dans la mer, dans les sources dites salées. Toutes les humeurs des animaux en contiennent.

VII. PRÉPARATION.

On ne le prépare jamais, parce qu'il est bien plus économique de l'extraire du sein de la terre, ou de le retirer des eaux de la mer par l'évaporation.

VIII. USAGES.

Le chlorure de sodium est une des matières premières de l'art de la teinture, puisqu'il sert à préparer le chlore, l'acide hydrochlorique, et conséquemment les hydrochlorates et les chlorures, et qu'aujourd'hui c'est de lui que provient la plus grande partie du sous-carbonate de soude du commerce.

Les faits que j'ai rapportés relativement à l'influence qu'il peut exercer en modifiant le pouvoir dissolvant de l'eau, ne doivent point être perdus de vue par le teinturier qui cherche à se faire des idées justes sur *l'influence* que les eaux naturelles peuvent avoir en général dans ses opérations.

CHAPITRE V.

PHTORURE DE SODIUM (^{4}Pht So).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Phtore.	44,65	4	469,32
Sodium	55,35	1	581,84
	100,00	poids at.	1051,16

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, cristallisable en cubes ou en octaèdres, et moins fusible que le verre.

100 parties d'eau à 16° en dissolvent 4,8, et à très-peu près la même quantité à la température de 100°.

On le prépare avec l'acide hydrophtorique et le sous-carbonate de soude.

CHAPITRE VI.

IODURE DE SODIUM (^{4}I So).

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Iode. . . .	84,30	4. . .	3123,88
Sodium . .	15,70	1. . .	581,84
	100,00	poids at.	3705,72

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, cristallisable en prismes rhomboïdaux aplatis, fusible et un peu volatil.

Il est déliquescent, et conséquemment soluble dans l'eau. La solution est neutre aux réactifs colorés.

Ce composé a d'ailleurs des propriétés analogues à celles du chlorure de sodium.

III. ÉTAT.

Il existe dans les mers et dans plusieurs sources salées.

CHAPITRE VII.

SULFURE DE SODIUM (^{2}S So).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.
Soufre. . .	40,88	2 . . . 402,32
Sodium . .	59,12	1 . . . 581,84
	100,00	poids at. 984,16

II. PROPRIÉTÉS.

Elles sont analogues à celles du sulfure de potassium, dont je parlerai dans la prochaine leçon.

DIX-HUITIÈME LEÇON.

POTASSIUM (Po).

CINQUANTE-DEUXIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — POTASSIUM.

I. NOMENCLATURE.

Ce nom est tiré de *potasse*, alcali d'où le potassium a été extrait.

M. Berzelius appelle le potassium *kalium*.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le potassium est un métal solide jusqu'à 58°, où il entre en fusion.

Il est volatil à une température rouge inférieure à celle nécessaire pour volatiliser le sodium.

Sa cassure présente des facettes cristallines quand il a été refroidi avec précaution.

A 15°, il est ductile, mou.

Sa densité n'est que 0,865; il est donc encore plus léger que le sodium.

Son poids atomistique est de 979,83.

A l'état solide et liquide, il est blanc comme l'argent; mais sa vapeur est verte.

Il conduit bien l'électricité.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Suivant M. Thénard, en exposant du potassium à froid dans la quantité d'oxigène nécessaire pour le convertir en protoxide, on obtient ce composé ou la potasse anhydre.

Si l'on chauffe le potassium dans l'oxigène sec, ce n'est plus du protoxide, mais un peroxide qui se produit.

L'air atmosphérique desséché se comporte d'une manière analogue; seulement l'action et les phénomènes sont moins intenses.

Le potassium plongé à la température ordinaire dans un flacon de chlore y brûle avec une flamme rougeâtre; si on l'agite avec une tige de fer, de manière que sa surface soit toujours bien nette, le produit est du chlorure de potassium.

Il se combine avec le brôme en dégageant beaucoup de chaleur et de lumière.

Il se combine également à l'iode en produisant de la lumière, mais il faut élever la température des corps.

Il est susceptible de s'unir avec l'azote, mais indirectement.

Il s'unit très-bien, à l'aide de la chaleur, avec le soufre, le sélénium, le phosphore, l'arsenic, l'antimoine, l'étain; il y a dégagement de chaleur et de lumière.

Lorsqu'on le chauffe dans l'hydrogène à une température convenable, il forme un hydrure solide.

Il s'allie au mercure, au bismuth, au plomb, au fer, à une température suffisamment élevée; au zinc, quoique difficilement, et très-bien au sodium.

On n'a pas réussi à l'unir au bore; on ne sait pas s'il peut se combiner au carbone.

1. COMPOSÉS OXIGÉNÉS ET POTASSIUM.

A. *Composés oxigénés non acides.*

L'eau est décomposée instantanément par le potassium comme elle l'est par le sodium. Si on opère dans une petite cloche placée sur le mer-

cure, il se dégage du gaz hydrogène, et l'on trouve à la liqueur les propriétés alcalines les plus prononcées; elle agit sur les réactifs colorés comme l'eau de soude, mais elle en diffère en ce qu'elle donne avec le chlorure de platine, si elle est suffisamment concentrée, un précipité jaune pulvérulent qui est un chlorure double de platine et de potassium.

Lorsqu'on jette le potassium dans une capsule qui contient de l'eau, les phénomènes sont les mêmes que ceux qu'on observe avec le sodium, sauf que l'hydrogène dégagé prend feu dans l'air, et enveloppe le métal d'une flamme rougeâtre qui se meut avec lui à la surface de l'eau de la manière la plus agréable.

Lorsqu'on le chauffe dans le deutoxide d'azote, il paraît qu'il se produit d'abord du peroxide de potassium et du gaz azote; le peroxide absorbe ensuite une portion du deutoxide, auquel il cède une partie de son oxigène, de manière qu'il en résulte un hyponitrite de potasse.

Le protoxide d'azote donne lieu aux mêmes résultats.

Le potassium introduit dans une cloche renversée sur le mercure, qui contient de l'eau et

du deutoxide d'azote ou du protoxide, s'enflamme; il ne se dégage pas d'hydrogène.

A chaud, il décompose l'oxide de carbone et un très-grand nombre d'oxides métalliques.

B. *Composés oxigénés acides.*

Le potassium décompose tous, ou presque tous, les oxacides, à une température suffisamment élevée. Citons des exemples.

La vapeur nitreuse l'enflamme à la température ordinaire.

De 150 à 200°, il s'enflamme dans le gaz acide sulfureux; le résidu est ce qu'on a appelé *sulfure de potasse*.

A la même température, il décompose l'acide phosphorique vitreux; il se produit du *phosphure de potasse*.

Il décompose les acides arsénieux et arsénique avec émission d'une vive lumière; il se produit de la potasse; l'arsenic est mis en liberté.

Les acides molybdique, tungstique et chromique sont pareillement désoxigénés par le potassium.

A une chaleur rouge cerise, il brûle dans le gaz acide carbonique à la manière d'un pyrophore; une portion d'acide est réduite en char-

bon, une seconde l'est en oxide de carbone, et une troisième est absorbée sans altération par la potasse produite.

A chaud l'acide borique vitreux est réduit en bore par le potassium; la potasse produite s'unit à une portion d'acide indécomposé lorsqu'on a chauffé les corps à partie égale.

Il décompose l'acide silicique.

2. COMPOSÉS DE CHLORE ET POTASSIUM.

Le potassium décompose à froid sans dégagement de lumière le gaz acide hydrochlorique; il se forme du chlorure de potassium, et il reste $\frac{1}{2}$ volume d'hydrogène pour 1 volume d'acide décomposé.

Il décompose la plupart des chlorures; c'est même sur son affinité élective pour le chlore qu'est fondée la préparation de l'aluminium, du glucinium, de l'yttrium.

3. COMPOSÉS DE PHTORE ET POTASSIUM.

L'acide hydrophtorique est décomposé avec une extrême rapidité par le potassium. Aussi se produit-il une détonation lorsqu'on jette le métal dans l'acide liquide; mais si on le plonge dans la vapeur de ce dernier, la décomposition

se fait paisiblement, l'hydrogène est mis en liberté et il reste du phtorure de potassium.

Le potassium fondu dans l'acide phtoroborique s'enflamme; il se produit du phtorure, et le bore est mis à nu.

Il décompose également l'acide phtorosilicique. C'est même le moyen de se procurer le silicium.

Enfin il enlève le phtore au zirconium.

4. AZOTURES ET POTASSIUM.

Le potassium, chauffé dans le gaz ammoniac, donne lieu à un dégagement de gaz hydrogène, qui est précisément égal à celui que l'on aurait obtenu du même poids de potassium mis en contact avec de l'eau, et le résultat est de l'azoture de potassium ammoniacal, c'est-à-dire que l'azote de l'ammoniaque décomposée s'est uni avec le potassium pour former un azoture, et que ce composé s'est uni avec une autre partie d'ammoniaque non décomposée. Si on chauffe cette combinaison au rouge naissant, on séparera la totalité de l'ammoniaque, et il restera de l'azoture de potassium. Cet azoture, mis en contact avec l'eau, reproduira de l'ammoniaque et de la potasse.

Le potassium, chauffé dans le cyanogène (azoture de carbone), s'y unit et forme un cyanure.

5. SULFURES ET POTASSIUM.

Le potassium, chauffé au milieu du gaz acide hydrosulfurique, en décompose une portion avec dégagement de lumière, et en absorbe l'autre; le résultat est du gaz hydrogène et du sulfure de potassium uni à de l'acide hydrosulfurique, dont la quantité varie suivant les circonstances de l'opération.

Il décompose un assez grand nombre de sulfures métalliques.

6. PHOSPHURES ET POTASSIUM.

Le potassium chaud s'empare du phosphore des hydrogènes phosphorés, et met l'hydrogène en liberté; la décomposition est radicale.

7. ARSÉNIURES ET POTASSIUM.

Il décompose l'hydrogène arséniuré de la même manière que les hydrogènes phosphorés.

IV. ÉTAT NATUREL.

Il n'existe point dans la nature à l'état libre; mais il est très-répandu à l'état de chlorure et à celui de sels à base de potasse.

V. PRÉPARATION.

On prépare le potassium de la même manière que le sodium. J'ajouterai cependant que M. Brenner s'en est procuré d'assez grandes quantités en distillant dans une cornue de fer, à une température très-élevée, un mélange d'hydrate de potasse et de charbon.

VI. USAGES.

Le potassium est un réactif des plus précieux, non-seulement comme désoxigénant, mais encore comme éminemment propre à séparer les autres comburans de leurs combinaisons; il doit ces propriétés à son énergie électropositive.

VII. HISTOIRE.

Il fut découvert par sir H. Davy, en 1807. MM. Thénard et Gay-Lussac l'ont étudié avec beaucoup de soin.

SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU POTASSIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS PRÉCÉDEMMENT EXAMINÉS.

CHAPITRE II.

§ Ier.

PROTOXIDE DE POTASSIUM ($\dot{\dot{P}}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	16,95	2	200,00
Potassium	83,05	1	979,83
	100,00	poids at.	1179,83

II. NOMENCLATURE.

Potasse, ou *potasse anhydre.*

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge.

Il est plus dense que l'eau.

Il est blanc.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES ET ORGANOLEPTIQUES.

Il jouit des propriétés alcalines au plus haut degré; mais par la raison que c'est toujours, ou presque toujours, l'hydrate de potasse qu'on a choisi pour les étudier, je n'entrerai à ce sujet dans aucun détail.

V. ÉTAT NATUREL.

Il ne se trouve dans la nature qu'à l'état de sel.

VI. PRÉPARATION.

Le protoxide de potassium s'obtient, suivant M. Thénard, en mettant le métal réduit en lames peu épaisses dans de l'air parfaitement sec, et ne contenant que la quantité d'oxigène nécessaire pour le convertir en protoxide, ou, ce qui revient au même, en le mettant dans un excès d'air, mais en arrêtant l'opération lorsque la diminution de volume de cet air indique que la quantité d'oxigène qui a disparu est la proportion qui était nécessaire pour convertir le potassium en protoxide.

On peut également, en chauffant 1 atome de peroxide de potassium avec 2 atomes de potassium métallique, ou, ce qui revient au même,

158 parties du premier avec 196 parties du second, obtenir le même composé.

---

§ II.

HYDRATE DE PROTOXIDE DE POTASSIUM

($^{2}\dot{H}^{2}\ddot{P}o$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau.	16,01	2	224,96
Prot. potassium.	83,99	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	1404,79

II. NOMENCLATURE.

Hydrate de potasse. Potasse à l'alcool pure ; car la potasse à l'alcool du commerce contient en général plus d'eau qu'il n'en faut pour constituer l'hydrate.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible à une température rouge et volatile.

Il est plus dense que l'eau.

Il est blanc.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Les propriétés de l'hydrate de potasse ont tant d'analogie avec celles de l'hydrate de soude, que je me bornerai à les énumérer plutôt que je ne les décrirai, excepté cependant celles qui peuvent servir de caractères pour distinguer les deux composés l'un de l'autre.

A. *Cas où l'hydrate de potasse agit sans que les élémens du protoxide de potassium se séparent.*

L'hydrate de potasse est déliquescent; il réduit à la sécheresse extrême tous les gaz non acides; il se combine à la glace, à l'eau, en dégageant de la chaleur; ne demande qu'une très-petite quantité de ce liquide pour se dissoudre. La dissolution concentrée à chaud dépose, en se refroidissant, du surhydrate cristallisé.

L'hydrate de potasse s'unit à tous les oxacides; mais les combinaisons qui en résultent n'ont plus les mêmes rapports avec l'eau que le protoxide de potassium : lorsqu'elles ne sont pas anhydres, on peut, en les chauffant, les obtenir à cet état; c'est même en exposant à la chaleur, au milieu d'une atmosphère sèche de gaz acide carbonique, ou de gaz sulfureux, un morceau d'hydrate

de potasse, qu'il est aisé d'y démontrer la présence de l'eau, par la raison qu'à la température où la combinaison se fait, l'affinité de ce liquide pour le sel n'est pas assez forte pour empêcher qu'elle ne se dégage.

Un morceau d'hydrate de potasse exposé à l'air en attire la vapeur d'eau, puis l'acide carbonique : lorsqu'il a été changé en sous-carbonate, il faut que l'air soit très-sec pour que la matière ne soit pas humide. En cela l'hydrate de potasse se comporte autrement que celui de soude, dont le sous-carbonate cristallisé est efflorescent.

L'eau de potasse dissout les acides silicique colombique, les oxacides d'antimoine, l'hydrate d'oxide de chrôme (à froid), les oxides d'étain, le protoxide de plomb, l'oxide de cadmium, le protoxide de zinc, l'alumine et la glucine.

L'hydrate de potasse chauffé dans le gaz oxigène, ou dans l'air sec, perd de l'eau, et se convertit en peroxide.

En dissolution dans une suffisante quantité d'eau, il absorbe le chlore, et forme le chlorure de potasse ou *eau de Javelle.*

Parties égales de soufre ou d'hydrate de potasse, exposées à une température qui ne s'é-

lève pas au rouge, forment, suivant M. Gay-Lussac, un composé de soufre et de potasse qui correspond au chlorure de potasse; mais ce sulfure de protoxide, en se dissolvant dans l'eau, se dénature; il donne naissance à une certaine quantité d'hyposulfite.

L'eau de potasse dissout le soufre à chaud; le résultat porte le nom de *sulfure hydrogéné de potasse*.

Le phosphore en vapeur que l'on fait passer sur de l'hydrate de potasse chauffé au rouge s'y combine, et forme le *phosphure de potasse*. Mais il n'est pas démontré qu'il ne se produise pas de phosphate de potasse et un phosphure de potassium.

Lorsqu'on fait bouillir du phosphore dans de l'eau de potasse concentrée, l'eau est décomposée; il se dégage de l'hydrogène perphosphoré, et il se produit du phosphate et de l'hypophosphite de potasse.

L'eau de potasse concentrée, chauffée avec de la poudre d'arsenic, donne lieu à des phénomènes analogues : de l'hydrogène arséniuré se dégage, et de l'arséniate de potasse se dissout.

B. *Cas où les élémens du protoxide de potassium de l'hydrate de potasse sont séparés.*

L'hydrate de potasse est décomposé par l'électricité voltaïque dans les mêmes circonstances que l'hydrate de soude.

Il l'est par des corps comburans et par des corps combustibles. Dans le premier cas, c'est l'oxigène qui est expulsé; dans le second, c'est le potassium.

1. *Action des comburans simples.*

A une température rouge, le chlore et l'iode décomposent l'hydrate de potasse (17e *leçon, page* 21).

Lorsque ces corps agissent sur une solution de potasse suffisamment concentrée, il se produit du chlorure ou de l'iodure de potassium et du chlorate ou de l'iodate de potasse (17e *leçon, page* 22).

Le soufre qui agit sur l'hydrate de potasse à une température rouge donne lieu à une formation de sulfure de potassium et à du sulfate de potasse (17e *leçon, page* 23).

2. *Action des combustibles simples.*

Le carbone, à une température rouge blanche, décompose l'hydrate de potasse, ainsi que

Curaudau l'a fait voir; de l'oxide de carbone, de l'hydrogène et de la vapeur de potassium se dégagent (17e *leçon, page* 13).

Le fer décompose aussi l'hydrate de potasse, ainsi que MM. Gay-Lussac et Thénard l'ont démontré les premiers (17e *leçon, page* 11).

3. *Action de plusieurs acides dont le comburant n'est pas l'oxigène.*

L'hydrate de potasse est décomposé par l'acide hydrophtorique; il se forme de l'eau et du phtorure de potassium (17e *leçon, page* 24).

Il est décomposé également par l'acide hydrochlorique, l'acide hydrobromique et hydriodique.

Le gaz hydrosulfurique le décompose à une température rouge en eau et en sulfure de potassium.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Cet hydrate a une saveur, une action sur les tissus organiques vivans, une causticité au moins égales à celles de l'hydrate de soude.

C'est sa *causticité* qui le fait employer pour ouvrir des cautères.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il ne se trouve point dans la nature.

VII. PRÉPARATION.

Elle est la même que celle de l'hydrate de soude. C'est donc

1° En soumettant le sous-carbonate de potasse à l'action d'un lait de chaux, pour en séparer l'acide carbonique; en réduisant à sec la liqueur qui contient la potasse privée de son acide carbonique, qu'on obtient la *potasse à la chaux;*

2° En soumettant la *potasse à la chaux* à l'action de l'alcool, pour dissoudre l'hydrate de potasse, à l'exclusion du chlorure de potassium et du sulfate de potasse; c'est enfin en séparant ensuite le dissolvant, qu'on parvient à se procurer la *potasse à l'alcool,* qui, comme nous l'avons dit, contient presque toujours plus d'eau que celle qui constitue l'hydrate pur.

VIII. USAGES.

L'hydrate de potasse est un agent extrêmement précieux pour les recherches chimiques; mais dans les arts, il n'est point employé, par la raison que la *potasse à la chaux* suffit aux

usages pour lesquels un alcali caustique est nécessaire, et que le sous-carbonate de potasse peut lui-même en tenir lieu, malgré son acide carbonique.

La *potasse à la chaux* est employée en médecine, sous le nom de *pierre à cautère*, pour ouvrir des cautères. Quoiqu'elle n'agisse que par son hydrate de potasse, cependant elle est préférable à l'hydrate pur, par la raison que les substances étrangères qu'elle contient (chlorure de potassium, sulfate de potasse, sous-carbonate de chaux, oxide de fer, si elle a été préparée dans un vase de ce métal) la rendent moins susceptible de tomber en *déliquium*: par là même elle est plus propre à exercer une action corrosive limitée à la partie sur laquelle on veut agir, que si elle était pure, parce qu'alors, en se réduisant en liqueur, elle s'étendrait sur la peau, et agirait sur une trop grande surface.

---

§ III.

SURHYDRATE DE PROTOXIDE DE POTASSIUM.

L'hydrate de potasse dissous dans l'eau chaude à saturation donne, comme celui de soude, par le refroidissement, des cristaux de surhydrate.

Ce surhydrate présente des propriétés analogues à celles du surhydrate de soude; ainsi, quand on le mêle avec la glace, et même avec l'eau, il se liquéfie avec production de froid.

On n'a pas déterminé exactement la proportion d'eau qu'il contient. Proust dit qu'on peut en dégager par l'action de la chaleur 0,30; malheureusement l'expérience qu'il rapporte n'est pas assez précise pour qu'on puisse chercher à fixer cette composition en atomes.

§ IV.

CHLORURE DE POTASSE.

I. NOMENCLATURE.

Eau de Javelle.

II. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés du chlorure de potasse sont celles qui doivent résulter d'une solution concentrée de chlore dans l'eau ; elles sont donc analogues à celles de l'eau de chlore, et surtout à celles des chlorures de chaux et de soude.

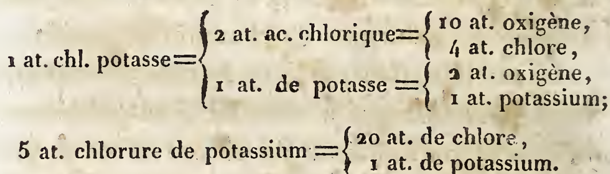
La couleur pourpre que le chlorure de potasse du commerce a souvent n'est pas essentielle à la combinaison du chlore et de la potasse; elle appartient à du manganèse qui est à l'état d'acide manganésique.

III. PRÉPARATION.

On fait arriver dans de l'eau de potasse convenablement étendue un courant de chlore jusqu'à saturation ; il n'est pas nécessaire que l'alcali soit à l'état caustique, au moins pour les arts.

Si la potasse contient naturellement du manganèse, ou si on y en a ajouté, ou bien s'il en est passé du ballon dans le récipient, le chlorure sera coloré en pourpre.

Nous avons vu que le chlore agit sur une eau de potasse concentrée en donnant naissance à du chlorate de potasse et à du chlorure de potassium. Il est évident que, puisque la potasse contient le même nombre d'atomes que la chaux et la soude, lorsque 6 atomes de potasse dissous dans l'eau se trouveront en présence de 24 atomes de chlore, il en résultera



Tel est le résultat théorique; mais M. Morin dit qu'il n'a pu parvenir à transformer une quantité donnée de potasse en 1 atome de chlorate pour 5 atomes de chlorure de potassium; que constamment il a obtenu 1 atome de chlorate pour 17 atomes de chlorure, et voici dans quelle circonstance :

Il a préparé des solutions de potasse formées de

1 partie de potasse à l'alcool	et de	2	parties d'eau,	
1	—	—	4	—
1	—	—	16	—

Chacune a été saturée de chlore; les quantités absorbées étaient égales, sauf ce que l'eau a pu absorber comme eau.

L'absorption dans les deux premières liqueurs a eu lieu avec dégagement de chaleur, et le chlorate de potasse produit a cristallisé; l'eau mère des cristaux a laissé dégager par l'évaporation le chlore qui était dissous par l'eau, et de l'oxigène provenant de la décomposition du chlorure de potasse.

L'absorption dans la troisième liqueur n'a pas été accompagnée d'un dégagement de chaleur; il ne s'est pas déposé de chlorate, c'était un véritable *chlorure de potasse;* mais ce qui est étonnant, c'est qu'en la faisant évaporer, elle a donné

1 at. de chlorate de potasse,
17 at. de chlorure de potassium,

comme les deux précédentes.

Il faut donc admettre d'après cela que si l'on prépare un chlorure de potasse avec

18 at. de potasse,
72 at. de chlore,

il arrivera qu'en l'exposant à l'action d'une chaleur suffisante pour en concentrer la dissolution,

6 atomes de potasse + 24 atomes de chlore donneront

1 at. chlorate = { 2 at. ac. chlorique = { 10 at. oxigène, 4 at. chlore, } ; 1 at. de potasse = { 2 at. oxigène, 1 at. potassium; } }

5 at. de chlorure = { 20 at. chlore, 5 at. potassium, }

et 12 atomes de potasse et 48 atomes de chlore donneront

24 at. d'oxigène qui se dégageront à l'état gazeux,

12 at. de chlorure de potassium = { 48 at. chlore, 12 potassium. }

Quoi qu'il en soit de ces résultats, on peut toujours établir les faits suivans :

1° C'est que pour préparer l'eau de Javelle ou chlorure de potasse, il faut employer une eau alcaline suffisamment étendue, pour éviter la production du chlorate.

M. Gay-Lussac prescrit la proportion, pour 1000 parties d'eau, de 100 à 125 parties de sous-carbonate de potasse au plus.

2° Qu'il faut conserver le chlorure de potasse dans des endroits assez frais pour que la cha-

leur ne le décompose pas, et qu'ils ne le soient pas assez pour qu'il puisse s'en déposer des cristaux;

3° Que le chlorure ne doit point être exposé à la lumière;

4° Qu'il doit être conservé dans des vaisseaux fermés, car s'il pouvait perdre de l'eau par évaporation, il perdrait en même temps du chlore, et du chlorate se déposerait.

Enfin il est des réflexions que je ne puis m'empêcher de vous communiquer; elles sont relatives à la manière dont je vous présente la série des faits que je regarde comme les fondemens de la science de la teinture.

Vous voyez d'abord combien le système atomistique est simple pour exposer les proportions suivant lesquelles les corps réagissent une fois que les poids relatifs de leurs atomes ont été déterminés avec une précision suffisante; ces proportions, établies, rendent extrêmement facile la comparaison que l'on doit faire entre les matières premières d'une opération et ses produits; et cette comparaison, en indiquant si les produits sont aussi abondans que possible, devient une mesure pour juger de la précision des procédés; enfin elle fournit

un des élémens les plus précieux pour calculer les frais de préparation de ces mêmes produits.

Vous voyez, Messieurs, les avantages qu'il y a à déterminer les circonstances les plus favorables aux opérations des arts, déterminations qui ne peuvent être faites d'une manière précise que par celui qui prend la science pour guide, et non une pratique toujours aveugle quand il s'agit de remonter aux causes prochaines d'un phénomène. En effet, supposez un fabricant d'eau de Javelle qui ignore ce qu'il faut de chlore pour saturer une quantité de potasse donnée, et il pourra en employer trop ou trop peu; supposez qu'il ne tienne pas compte de la *proportion convenable* de potasse et d'eau, il pourra obtenir un chlorure de potasse mêlé à une proportion plus ou moins forte de chlorure de potassium et de chlorate de potasse, qui sont absolument inertes pour le blanchîment; enfin, s'il ignore l'influence de la température, de la lumière, de l'évaporation, il courra le risque de ne pas placer ses produits dans les conditions les plus favorables à leur conservation.

§ V.

SULFURE DE POTASSE.

Nous avons vu plus haut qu'il est possible, en exposant à une chaleur qui ne soit pas trop élevée, parties égales de potasse hydratée et de soufre, d'obtenir un composé solide de potasse et de soufre; mais ce sulfure est dénaturé lorsqu'il est dissous par l'eau; il se transforme en *hyposulfite de potasse* et en un composé alcalin de soufre et d'hydrogène dont je dirai quelques mots, sous le nom de *sulfure hydrogéné*, à l'article des sulfures de potassium.

CHAPITRE III.

PEROXIDE DE POTASSIUM ($\overset{:::}{\text{P}}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	37,98	6	600,00
Potassium . . .	62,02	1	979,83
	100,00	poids at.	1579,83

II. NOMENCLATURE.

Deutoxide de potassium.

III. PROPRIÉTÉS.

Vous devez observer que la composition de ce peroxide s'écarte de celle du peroxide de sodium, puisque pour 1 atome de métal celui-ci en contient 3 d'oxigène. Du reste, les propriétés des deux oxides ont ensemble tant d'analogie, que nous n'entrerons dans aucun détail au sujet de celles du peroxide du potassium.

IV. PRÉPARATION.

Il se prépare comme celui de sodium.

V. HISTOIRE.

Il a été découvert, ainsi que celui de sodium, en 1808, par MM. Gay-Lussac et Thénard.

CHAPITRE IV.

CHLORURE DE POTASSIUM (^{4}Ch Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore. . . .	47,47	4 . . .	885,30
Potassium. .	52,53	1 . . .	979,83
	100,00	poids at.	1865,13

II. NOMENCLATURE.

Sel fébrifuge de Sylvius.
Muriate de potasse anhydre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible à la chaleur rouge, et volatil à une température élevée.

Il cristallise en cubes qui se réunissent souvent en tables, ou qui se superposent de manière à former un prisme alongé à bases carrées.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Le chlorure de potassium est soluble dans l'eau. Voici les quantités qui sont dissoutes, suivant M. Gay-Lussac, à diverses températu-

res, dans 100 parties d'eau :

température.	chlorure dissous par 100 parties d'eau.
0°,00.	29,21
19°,35.	34,53
52°,39.	43,59
79°,58.	50,93
109°,60.	59,26

On voit que sa solubilité varie beaucoup plus avec la température que celle du chlorure de sodium. Les deux chlorures présentent encore une différence, c'est que dans les circonstances où celui de sodium abaisse la température de l'eau de 1°,9 (17e *leçon, page* 40), un poids égal de chlorure de potassium s'abaisse de 11°,4.

Les propriétés chimiques des deux chlorures ont la plus grande analogie, sauf la nature de la base.

On peut toujours les distinguer au moyen du chlorure de platine, qui forme un sel double très-peu soluble avec le chlorure de potassium, et qui en forme un soluble avec celui de sodium.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il fait éprouver, quand on le met dans la bouche, une sensation de fraîcheur plus grande que celle produite par le chlorure de sodium ;

sa saveur est salée, et plus piquante que celle de ce dernier.

VI. ÉTAT NATUREL.

Le chlorure de potassium existe dans la nature. On en trouve dans le chlorure de sodium natif, dans les plantes terrestres et dans les humeurs des animaux; mais il n'est pas aussi répandu que le chlorure de sodium.

VII. PRÉPARATION.

On ne le prépare point pour les besoins des arts.

On peut le faire en neutralisant le sous-carbonate de potasse par l'acide hydrochlorique, et en purifiant le produit par cristallisation.

VIII. USAGES.

Il n'est guère d'usage dans les arts; mais si l'on en avait à sa disposition, il pourrait remplacer le chlorure de sodium dans les cas où ce dernier est employé pour le chlore qu'il contient.

CHAPITRE V.

PHTORURE DE POTASSIUM (^{4}Pht Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Phtore. . .	32,39	4 . . .	469,32
Potassium .	67,61	1 . . .	979,83
	100,00	poids at.	1449,15

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en cubes, lesquels sont superposés de manière à faire un prisme droit à bases carrées avec des croix en diagonales, ou agrégés de manière à former des trémies.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est déliquescent; et sa solution ne cristallise, à cause de cela, que difficilement.

Il est très-alcalin.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur salée et piquante.

V. PRÉPARATION.

On l'obtient, suivant M. Berzelius, en satu-

rant incomplètement l'acide hydrophtorique par le sous-carbonate de potasse, évaporant et chauffant pour chasser l'excès d'acide.

CHAPITRE VI.

BROMURE DE POTASSIUM (^{4}Br Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Brôme.	65,56	4	932,92
Potassium . . .	34,44	1	979,83
	100,00	poids at.	1912,75

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en cubes, ou en longs parallélipipèdes rectangulaires.

Il est fusible.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Il abaisse la température de l'eau en s'y dissolvant.

A chaud, il est décomposé par le chlore; il ne l'est pas par l'iode.

CHAPITRE VII.

IODURE DE POTASSIUM.

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Iode	76,12	4	3123,88
Potassium	23,88	1	979,83
	100,00		poids at. 4103,71

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible, et volatil à une température assez élevée.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est déliquescent ; sa solution est neutre aux réactifs colorés.

L'oxigène ne le décompose pas.

Le chlore et le brôme en séparent l'iode à chaud.

L'action des acides sur l'iodure de potassium est analogue à celle qu'ils exercent sur les chlorures de sodium et de potassium.

CHAPITRE VIII.

SULFURES DE POTASSIUM.

Suivant M. Berzelius, il existe 7 sulfures de potassium.

§ Ier.

PROTOSULFURE DE POTASSIUM (^{2}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre.	29,11	2	402,32
Potassium. . .	70,89	1	979,83
	100,00	poids at.	1382,15

II. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est solide ; sa couleur est celle du cinabre pâle ; sa cassure est cristalline ; il se fond, avant de rougir, en un liquide noir.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est déliquescent ; sa solution dans l'eau est

jaune si elle est concentrée, et incolore si elle est étendue; on peut la considérer comme celle d'un sulfure ou d'un hydrosulfate neutre. Dans ce dernier cas, l'eau serait décomposée, et l'on aurait pour

1 at. de sulfure de potassium = { 2 at. soufre, 1 at. potassium,

et

2 at. d'eau. . . . . = { 2 at. oxigène, 4 at. hydrogène,

1 at. hydrosulfate de potasse = { 2 at. ac. hydrosulfuriq. = { 2 soufre, 4 hydrogène, ; 1 at. de potasse. . . . = { 2 oxigène, 1 potassium. }

Cette solution n'est pas décomposée quand on l'agite avec du mercure.

Les acides sulfurique et hydrochlorique en séparent de l'acide hydrosulfurique sans qu'il y ait de dépôt de soufre.

Chauffé avec le contact de l'air, il ne s'enflamme pas; cependant sa surface devient incandescente, et il se forme du sulfate de potasse.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur amère, alcaline, et une odeur d'acide hydrosulfurique.

Il est délétère, au moins quand il est pris en certaine quantité.

V. PRÉPARATION.

Le soufre étant au potassium, dans le proto-sulfure de ce métal, dans le même rapport que celui où il est dans le sulfate de potasse; et d'un autre côté, à une température rouge l'hydrogène ayant comme le carbone la propriété d'enlever à ce sel tout l'oxigène de son acide et de sa base, il s'ensuit qu'on peut préparer le protosulfure de potassium en dirigeant un courant d'hydrogène dans un tube de verre rouge contenant du sulfate de potasse. Pour 1 atome de sulfate de potasse, qui en contient 8 d'oxigène, il faut 16 atomes d'hydrogène. Il est, au reste, très-difficile de se procurer un protosulfure parfaitement pur.

§ II.

DEUTOSULFURE DE POTASSIUM (4S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre. . . .	45,09	4 . . .	804,64
Potassium .	54,91	1 . . .	979,83
	100,00	poids at.	1784,47

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius l'a obtenu en chauffant graduellement jusqu'au rouge le sous-carbonate de potasse avec une quantité de soufre moindre que celle nécessaire pour décomposer la totalité du sel ; par exemple, 37 de sous-carbonate, et 5 de soufre.

§ III.

TRITOSULFURE DE POTASSIUM (^{6}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre. . .	55,19	6 . . .	1206,96
Potassium.	44,81	1 . . .	979,83
	100,00	poids at.	2186,79

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius l'a obtenu en exposant un mélange de 37 de sous-carbonate de potasse et 5 de soufre à une chaleur suffisante pour le fondre sans ébullition.

§ IV.

TETROSULFURE DE POTASSIUM (^{7}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre.	58,97	7 . . .	1408,12
Potassium. . .	41,03	1	979,83
	100,00	poids at.	2387,95

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius l'a préparé en dirigeant un courant de gaz hydrosulfurique sur du sulfate de potasse rouge de feu, et en chauffant un quart d'heure, après que le dégagement de tout fluide élastique eut cessé.

---

§ V.

PENTOSULFURE DE POTASSIUM (^{8}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre.	62,16	8. . . :	1609,28
Potassium. . .	37,84	1. . . .	979,83
	100,00	poids at.	2589,11

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius l'a préparé en réduisant le sulfate de potasse par le sulfure de carbone.

§ VI.

SEXTOSULFURE DE POTASSIUM (^{9}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre	64,88	9	1810,44
Potassium	35,12	1	979,83
	100,00	poids at.	2790,27

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius l'a obtenu en chauffant le précédent avec du soufre dans une atmosphère d'acide hydrosulfurique; celui-ci n'éprouve pas de décomposition.

§ VII.

HEBDOMOSULFURE DE POTASSIUM (^{10}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre.	67,25	10. . . .	2011,60
Potassium. . .	32,75	1. . . .	979,83
	100,00	poids at.	2991,43

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius dit que ce sulfure est produit toutes les fois qu'on chauffe le sous-carbonate de potasse avec un excès de soufre jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique.

APPENDICE.

SULFURES DE POTASSIUM ET EAU,

OU

SULFURES HYDROGÉNÉS DE POTASSE.

I. COMPOSITION ET NOMENCLATURE.

Les sulfures de potassium, qui contiennent plus de soufre que le protosulfure ou les sursulfures, sont dissous par l'eau; on admet généralement qu'une portion de ce liquide est décomposée de manière que

Son oxigène se porte {
1° Sur le potassium, pour faire de la potasse;
2° Sur une portion *A* de soufre, pour faire de l'acide hyposulfureux.

Son hydrogène se porte	Sur le reste *B* du soufre, pour faire un sulfure d'hydrogène dont la proportion des élémens peut varier,	Ou bien	Sur une portion de *B* seulement, pour faire de l'acide hydrosulfuriq.

Les résultats sont

Hyposulfite de potasse,

Sulfure d'hydrogène uni à de la potasse,

ou

Hyposulfite de potasse;

Hydrosulfate de potasse (neutre),

Potasse,

Soufre.

Telles sont les manières dont on envisage ordinairement la composition de ces liqueurs qui portent le nom de *sulfures hydrogénés de potasse.*

M. Berzelius est disposé à croire que le soufre s'unit à l'hydrogène dans les proportions suivantes, outre celle de 2 à 4, qui constitue l'acide hydrosulfurique :

Soufre	4.	Hydrogène	4.
—	6.	—	4.
—	8.	—	4:
—	10.	—	4.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Les sulfures hydrogénés de potasse sont toujours à l'état liquide, et colorés en jaune.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Le mercure avec lequel on les agite s'empare de tout le soufre qui excède la composition des acides hyposulfureux et hydrosulfurique, et réduit conséquemment la dissolution à de l'hyposulfite et à de l'hydrosulfate de potasse.

Les acides sulfurique et hydrochlorique versés dans les sulfures hydrogénés s'emparent de leur base, dégagent plus ou moins de gaz acide hydrosulfurique, séparent du soufre, et développent de l'acide sulfureux ; ce dernier provient, ainsi qu'une petite quantité de soufre, de la décomposition de l'hyposulfite de potasse.

Lorsqu'on verse dans un flacon à l'émeri de 30 centimètres cubes de capacité, 10 centimètres cubes d'acide hydrochlorique à 10° et 20 centimètres cubes de sulfure hydrogéné, qu'on ferme le flacon, qu'on agite et qu'on soulève de temps en temps le bouchon pour laisser dégager du gaz acide hydrosulfurique, le soufre se sépare à l'état de *soufre hydrogéné de Schèéle* (6e leçon, page 52).

L'acide hydrosulfurique que l'on fait passer dans le sulfure hydrogéné de potasse en précipite du soufre, et neutralise la potasse qui excède la composition de l'hyposulfite et de l'hydrosulfate.

Les sulfures hydrogénés de potasse, exposés au gaz oxigène, laissent déposer du soufre, parce que l'hydrogène de l'acide hydrosulfurique est brûlé; et en second lieu, qu'il se forme de l'hyposulfite de potasse qui n'a pas la propriété de retenir en dissolution le soufre qui ne s'est pas acidifié.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Ils ont une saveur alcaline, amère, et développent dans la bouche l'odeur de l'acide hydrosulfurique.

Ils sont délétères, au moins quand ils sont pris en quantité suffisante.

V. PRÉPARATION.

Les sulfures hydrogénés de potasse peuvent être préparés par trois procédés généraux.

Premier procédé. — En dissolvant dans l'eau des sulfures de potassium.

Les sulfures de potassium peuvent avoir été préparés :

A. En unissant le soufre avec le potassium.

Dans ce cas, le sulfure hydrogéné est mêlé d'hyposulfite.

B. En chauffant parties égales de soufre et de sous-carbonate de potasse ou d'hydrate de potasse.

Dans ce cas,

Le sulfure hydrogéné est mêlé d'hyposulfite, et en outre de sulfate de potasse si le sulfure a été fortement chauffé.

Il ne contient pas de sulfate si le sulfure a été préparé à une température qui ne s'est pas élevée au-dessus du rouge obscur.

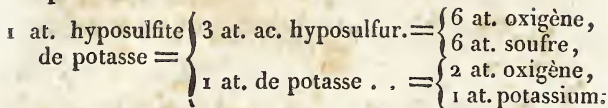
Second procédé. — En faisant digérer l'hydrosulfate de potasse concentré avec du soufre en poudre. Suivant M. Berzelius, on obtient une solution contenant

pour 1 at. hydrosulfate de potasse = { 2 at. ac. hydrosulfuri. = { 2 soufre, 4 hydrog., ; 1 at. de potasse. . . . = { 2 oxigène, 1 potass., }

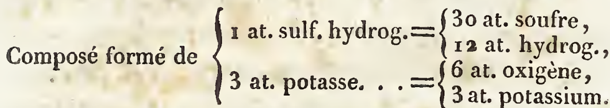
8 at. de soufre.

Troisième procédé. — En chauffant de l'eau de potasse avec du soufre. Si le soufre est en excès, on obtient un sulfure hydrogéné semblable au précédent, sauf qu'il se produit une certaine quantité d'acide hyposulfureux. Voici,

au reste, les résultats de la réaction de ces corps :



1 at. hyposulfite de potasse =	3 at. ac. hyposulfur. =	6 at. oxigène, 6 at. soufre,
	1 at. de potasse . . =	2 at. oxigène, 1 at. potassium;



Composé formé de	1 at. sulf. hydrog. =	30 at. soufre, 12 at. hydrog.,
	3 at. potasse. . . =	6 at. oxigène, 3 at. potassium.

CONSIDÉRATIONS GÉNERALES

SUR

LA COMBUSTION, L'ACIDITÉ ET L'ALCALINITÉ,

SERVANT DE COMPLÉMENT A CELLES DE LA 11e LEÇON, PAGE 55.

Dans les considérations sur la combustion, qui terminent la 11e leçon, j'ai traité la question de savoir si le chlore, le brôme, l'iode, doivent être envisagés comme des corps analogues à l'oxigène, ou comme l'étant aux corps décidément combustibles, par la raison qu'ils se combinent avec l'oxigène. Je me suis décidé pour la première manière de voir, et cela,

1° D'après les phénomènes du feu qu'ils produisent quand ils se combinent avec des corps qui en dégagent pendant leur combinaison avec l'oxigène ;

2° D'après les propriétés des combinaisons produites, envisagées comparativement avec celles de leurs élémens; en effet, parmi les composés de chlore, de brôme, d'iode, on en trouve qui sont neutres, acides, comme le sont un grand nombre de composés oxigénés ;

3° D'après les phénomènes que les combinaisons présentent dans quelques circonstances de leur décomposition. Ainsi le chlore, le brôme, l'iode, forment avec les corps décidément combustibles des combinaisons binaires qui sont décomposées par la pile à la manière des corps oxigénés; le chlore, le brôme, l'iode, comme l'oxigène, vont au pôle positif, tandis que l'autre substance va au pôle négatif; et enfin j'ai ajouté que toujours, ou presque toujours, lorsqu'un composé binaire cède à l'affinité élective d'un troisième corps, celui-ci chasse de la combinaison le corps qui lui est analogue : or, l'oxigène ne peut être isolé d'un corps décidément combustible que par le chlore, le brôme, l'iode, ou un corps analogue.

A présent, que nous avons examiné la série complète des corps simples, et que ceux qui la terminent nous ont présenté la propriété combustible ou électro-positive au plus haut degré, le rang que nous avons assigné au chlore, au brôme, à l'iode auprès de l'oxigène, sera encore justifié par la grande opposition qu'ils présentent à l'égard des corps que nous venons d'étudier.

En effet, ces derniers donnent tous les signes d'une vive combustion en s'unissant non-seulement à l'oxigène et au chlore, au brôme et à l'iode, mais encore au soufre, au phosphore, à l'arsenic, en un mot à des corps bien moins comburans que l'iode.

Nous avons vu les corps les plus comburans former par leur union mutuelle des acides ou des composés neutres, c'est-à-dire des composés qui sont généralement plus électro-négatifs qu'électro-positifs, et qui, sous ce rapport, ont de l'analogie avec leurs élémens.

Les corps que nous avons examinés en dernier lieu, non-seulement ne forment point d'acide par leur union mutuelle, mais ils n'en forment pas même en se combinant avec les corps les plus comburans; les composés qu'ils consti-

tuent sont neutres ou doués de l'alcalinité, c'est-à-dire de la propriété la plus opposée à celle des acides; enfin les composés résultant de l'union mutuelle des corps examinés en dernier lieu ont des propriétés analogues à celles de leurs élémens.

Les composés binaires d'oxigène, de phtore, de chlore, de brôme, d'iode, de soufre, de phosphore et d'un des corps qui terminent la série, sont décomposés par la pile, de manière que les premiers vont au pôle positif, et le corps qui leur est uni va au pôle négatif. Lorsque ces mêmes composés sont mis en rapport avec l'oxigène ou le chlore, ou le brôme, ou l'iode, etc., et qu'il y a une décomposition, c'est l'analogue de ces corps qui est éliminé; par exemple, le chlore chasse l'oxigène de la magnésie, de la chaux, de la strontiane, de la baryte, de la soude et de la potasse; l'iode chasse l'oxigène de la soude et de la potasse.

Enfin, si ces mêmes composés sont mis en rapport avec des corps décidément combustibles, et qu'il y ait une décomposition, c'est le corps comburant qui reste dans la nouvelle combinaison.

Nous devons faire remarquer, que de même

que l'oxigène, le chlore, l'iode, sont de puissans réactifs, les corps de l'autre extrême de la série, notamment le potassium, ne sont pas moins précieux lorsqu'il s'agit d'éliminer des combustibles unis à des comburans : c'est ainsi qu'avec le potassium on a obtenu le bore, le silicium, le zirconium, l'aluminium, le glucinium, l'yttrium; et la puissance de ce réactif ne s'étend pas seulement aux composés d'oxigène, mais encore à ceux de phtore, de chlore, etc.

Enfin nous avons observé que les protoxides de magnésium, de calcium, de strontium, de barium, de sodium, de potassium, et l'oxide de lithium, sont doués comme les acides d'affinités énergiques.

1° Comme eux, ils forment avec les réactifs colorés des combinaisons d'une certaine couleur; mais celle qu'ils développent diffère de celle développée par les acides dans la même circonstance. A cet égard, les alcalis sont pour le teinturier des corps importans à bien connaître.

2° Comme les acides énergiques, les alcalis énergiques manifestent une forte action sur l'eau; suivant les circonstances, il se produit

de la chaleur ou du froid, et les propriétés caractéristiques ne sont point neutralisées; de sorte qu'on étudie les propriétés alcalines dans des hydrates ou dans des dissolutions aqueuses, aussi bien qu'on étudie les propriétés acides dans les combinaisons du même ordre.

3° Comme les acides énergiques, les alcalis énergiques sont *caustiques;* ils dénaturent les tissus organiques.

4° Enfin les alcalis sont les corps antagonistes des acides : c'est dans leur affinité mutuelle qu'on trouve les exemples les plus frappans de la neutralité chimique; et sous ce rapport, ils intéressent encore le teinturier lorsqu'il veut détruire l'effet des acides sur des matières colorées dont les principes immédiats ne sont pas d'ailleurs altérés.

PARIS, IMPRIMERIE DE DECOURCHANT,
Rue d'Erfurth, n° 1, près de l'Abbaye.

PREMIÈRE PARTIE DU COURS.

DEUXIÈME DIVISION.

DES COMPOSÉS DÉFINIS TERNAIRES, QUATERNAIRES, ETC., QUI PARAISSENT FORMÉS D'UN COMBURANT SIMPLE UNI A UN COMBUSTIBLE COMPOSÉ, OU D'UN COMBURANT COMPOSÉ UNI A UN COMBUSTIBLE SIMPLE.

DIX-NEUVIÈME LEÇON.

INTRODUCTION

A LA DEUXIÈME DIVISION.

Les composés ternaires et quaternaires que nous allons examiner ont de grands rapports avec les composés binaires que nous venons d'étudier, quoiqu'on ne puisse démontrer que les trois ou quatre élémens qui les constituent soient arrangés de manière à représenter, soit un corps comburant simple uni à un corps combustible binaire ou ternaire, soit un corps comburant binaire ou ternaire uni à un corps combustible simple; cependant il y a tant de probabilités pour qu'ils aient réellement cette composition, et les rapports qui résultent de cette manière de voir sont si intéressans et si nombreux, par les liaisons qu'ils établissent d'une part entre les composés binaires de la première division, et d'une

autre part les composés ternaires et quaternaires de la nature organique, que nous croyons l'ordre que nous avons adopté extrêmement propre à accoutumer l'esprit de ceux qui commencent l'étude de la chimie à ne jamais perdre de vue l'ensemble des propriétés que possède un corps considéré comme *espèce*, et les propriétés sur lesquelles reposent les généralités de la philosophie chimique.

Parmi les composés de la seconde division, il n'en est qu'un petit nombre qui intéressent essentiellement l'art de la teinture; tels sont quelques cyanures, et les acides hydrocyanique et hydrocyanoferrique. Mais avant d'en parler avec quelque détail, nous passerons en revue plusieurs autres composés.

PREMIÈRE SECTION.

COMBURANT SIMPLE UNI A UN COMBUSTIBLE COMPOSÉ.

A. COMPOSÉS NEUTRES.

HYDROGÈNE BICARBONÉ.

Il est susceptible de se combiner avec plusieurs comburans, tels que le chlore, le brôme, l'iode, etc.

§ Ier.

CHLORURE D'HYDROGÈNE BICARBONÉ (*éther chlorurique*).

I. COMPOSITION.

	vol.	
Chlore	1	} = 1 vol.
Hydrogène bicarboné	1	

II. PROPRIÉTÉS.

Il est liquide, il bout à 66°,74 sous la pression de $0^m,760$.

La densité du liquide à 7° est de 1,2201.

La densité de sa vapeur est de 3,4434.

Il est incolore.

Il est neutre aux réactifs colorés.

A froid, il est dissous par les eaux de potasse et de soude.

Il n'est pas décomposé par l'acide sulfurique.

Il a une odeur éthérée et une saveur sucrée.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en unissant directement le chlore avec l'hydrogène bicarboné.

IV. HISTOIRE.

Il fut découvert en 1796 par les chimistes hollandais, et analysé en 1816 par MM. Robiquet et Colin.

§ II.

PROTOCHLORURE D'HYDROGÈNE BICARBONÉ.

I. COMPOSITION.

	vol.	
Chlore.	1	Suivant M. Despretz.
Hydrogène bicarboné.	2	

Composition équivalente.

Acide hydrochlorique = { 1 chlore, 1 hydrogène ;

Hydrogèn. quadricarb. = { 1 hydrogène, 2 carbone.

II. PROPRIÉTÉS.

Il a l'aspect d'une huile incolore.

Il est très-peu soluble dans l'eau. Il l'est beaucoup dans l'alcool.

La potasse et la soude l'attaquent à peine.

Il a une saveur fraîche, analogue à celle de la menthe, et une odeur particulière.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en faisant passer du chlore dans de l'alcool.

§ III.

BROMURE D'HYDROGÈNE BICARBONÉ.

I. COMPOSITION.

Brôme. . . . . . . = X,
Hydrogène bicarboné. = X.

II. PROPRIÉTÉS.

Il se présente sous la forme d'un solide qui est dur et cassant comme le camphre.

Il se fond à 7°.

Il est très-volatil.

Il est plus dense que l'eau.

Il y est légèrement soluble, et lui communique une saveur sucrée.

Il brûle quand il est en contact avec l'air et un corps en ignition; sa flamme est verdâtre; il se produit de l'acide hydrobromique et du noir de fumée.

Il a une odeur éthérée plus suave que celle du chlorure d'hydrogène bicarboné, et une saveur très-sucrée.

III. PRÉPARATION.

M. Balard l'a obtenu en mettant le brôme dans du gaz hydrogène bicarboné.

§ IV.

IODURE D'HYDROGÈNE BICARBONÉ (*hydriodure de carbone de M. Faraday*).

I. COMPOSITION.

Iode. . . . . . = X,
Hydrogène bicarboné = X.

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide et cristallisable, fusible et volatilisable sans altération.

Il est plus dense que l'acide sulfurique concentré.

Il est incolore.

Il ne conduit pas l'électricité.

Il est insoluble dans l'eau, les acides, les alcalis.

Il se dissout dans l'alcool et l'éther.

Il est peu combustible.

Il a une odeur aromatique et une saveur sucrée.

III. PRÉPARATION.

M. Faraday l'a obtenu en exposant au soleil de l'iode dans de l'hydrogène bicarboné, et en traitant le composé par la potasse pour dissoudre l'iode qui était en excès.

CYANOGÈNE.

Il est susceptible de jouer le rôle de combustible composé avec le chlore, le brôme, l'iode, l'oxigène, etc.

§ Ier.

PROTOCHLORURE DE CYANOGÈNE.

I. COMPOSITION.

	en vol.		en poids.	en atomes.	
Chlore . .	1	= 2	57,28	2 . . .	442,65
Cyanogène	1		42,72	2 . . .	330,08
			100,00	poids at.	772,73

II. PROPRIÉTÉS.

A — 18°, il est en cristaux prismatiques.

De — 15° à — 12°, il est liquide.

Il est très-soluble dans l'alcool et l'eau.

La solution aqueuse est inaltérable. Lorsqu'on la chauffe, le protochlorure de cyanogène s'en dégage; elle ne précipite pas le nitrate d'argent, et ne rougit pas le tournesol.

Son odeur est insupportable; c'est un poison violent.

III. HISTOIRE.

M. Gay-Lussac avait entrevu ce corps, mais il ne l'avait pas observé à l'état de pureté. C'est M. Sérullas qui, en confirmant la composition que M. Gay-Lussac lui avait attribuée, l'a obtenu absolument pur. Il l'a produit en faisant réagir dans l'obscurité 1 litre de chlore sur 5 à 6 grammes de cyanure de mercure délayé dans l'eau.

§ II.

PERCHLORURE DE CYANOGÈNE.

I. COMPOSITION.

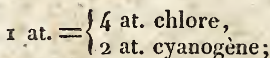
	en poids.	en atomes.	
Chlore	72,84	4 . . .	885,30
Cyanogène . . .	27,16	2 . . .	330,08
	100,00	poids at.	1215,38

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, cristallisable en aiguilles, fusible à 140°, et vaporisable à 190°.

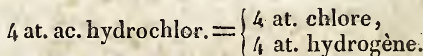
Sa densité est de 1,32.

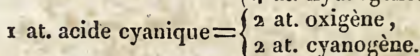
Il est peu soluble dans l'eau froide, davantage dans l'eau bouillante, mais il s'y décompose bientôt de la manière suivante :


1 at. = { 4 at. chlore, 2 at. cyanogène;

en réagissant sur 2 at. d'eau = { 2 at. oxigène, 4 at. hydrogène,

donne naissance à


4 at. ac. hydrochlor. = { 4 at. chlore, 4 at. hydrogène.


1 at. acide cyanique = { 2 at. oxigène, 2 at. cyanogène.

Il est très-soluble dans l'alcool et l'éther.

Sa vapeur est piquante; elle irrite fortement les yeux; elle a l'odeur de souris; sa saveur est légèrement piquante; c'est un violent poison.

III. HISTOIRE ET PRÉPARATION.

M. Sérullas l'a obtenu en 1828 en faisant réagir au soleil 1 litre de chlore sec sur $0^{gr.},82$ d'acide hydrocyanique; le perchlorure se condense d'abord en liquide qui se solidifie ensuite; on le lave, et enfin on le distille.

§ III.

DEUTOCHLORURE DE CYANOGÈNE.

Il est probable qu'il existe un deutochlorure de cyanogène formé de

	en atomes.
Chlore.	3,
Cyanogène . .	2,

qui se produit en quantité notable lorsqu'on expose au soleil pendant une heure ou deux 1 litre de chlore et 5 grammes de cyanure de mercure dissous dans l'eau.

Ce composé, qui a été aperçu par M. Gay-Lussac, et étudié par M. Sérullas, est liquide, et d'une couleur jaune; il est incolore après avoir été distillé.

Il est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool.

§ IV.

BROMURE DE CYANOGÈNE.

I. COMPOSITION.

Brôme.	= X,
Cyanogène	= X.

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide et cristallisable en petits cubes ou en longues aiguilles.

Il se vaporise à 15°.

Il est soluble dans l'eau et l'alcool.

Il est excessivement délétère; son odeur est très-piquante.

III. HISTOIRE ET PRÉPARATION.

M. Sérullas l'a obtenu en 1827, en faisant réagir avec précaution 2 parties de cyanure de mercure sec et 2 parties de brôme dans un tube de verre un peu long; il se forme des brômures de mercure et de cyanogène : mais la volatilité de celui-ci est si grande, qu'on le sépare aisément de l'autre par une douce chaleur.

§ V.

IODURE DE CYANOGÈNE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Iode	82,8	2	1561,94
Cyanogène. . .	17,2	2	330,08
	100,00	poids at.	1892,02

II. PROPRIÉTÉS.

Il a beaucoup d'analogie avec le précédent.

Il est solide et cristallisable en aiguilles très-longues et très-minces.

Il est volatil au-dessus de 100°.

Sa densité est plus grande que celle de l'acide sulfurique.

Il est soluble dans l'eau et l'alcool. Ces solutions ne rougissent pas la teinture de tournesol.

L'acide nitrique le dissout sans l'altérer.

L'acide sulfurique concentré finit par le décomposer.

L'acide hydrochlorique le décompose ; il se dépose de l'iode, et il se forme de l'acide hydrocyanique.

L'acide sulfureux aqueux le décompose sur-le-champ, et il se produit de l'acide sulfurique, de l'acide hydrocyanique et de l'acide hydriodique.

III. PRÉPARATION.

On peut le préparer comme M. Sérullas l'a fait. On met dans une petite capsule de porcelaine du cyanure de mercure et de l'iode à parties égales, et on fait chauffer ; dès qu'on aper-

çoit l'iodure de cyanogène se former, on porte la capsule sous une cloche de verre qui repose sur un plan de la même matière.

B. COMPOSÉS ACIDES.

§ Ier.

ACIDE CYANIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	37,73	2	200,00
Cyanogène. . .	62,27	2	330,08
	100,00	poids at.	530,08

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, cristallisable en rhombes ou en aiguilles, et un peu moins volatil que le mercure.

Sa densité n'est pas tout-à-fait de 1,82.

Il est incolore.

Il s'en dissout très-peu dans l'eau froide; la solution chaude rougit assez fortement la teinture de tournesol.

L'acide nitrique et l'acide sulfurique concentrés et bouillans ne l'altèrent pas.

III. HISTOIRE ET PRÉPARATION.

M. Sérullas, qui le découvrit en 1828, l'a obtenu en faisant réagir l'eau bouillante sur le perchlorure de cyanogène.

§ II.

ACIDE CYANEUX (*acide cyanique de Vôhler*).

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Oxigène . . .	23,25	1	100,00
Cyanogène . .	76,75	2	330,08
	100,00	poids at.	430,08

Cet acide a été obtenu en combinaison avec la potasse par M. Vôhler.

Il l'a produit en exposant à la chaleur rouge obscure parties égales d'hydrocyanoferrate de potasse et de peroxide de manganèse.

DEUXIÈME SECTION.

COMBURANT COMPOSÉ UNI A UN COMBUSTIBLE SIMPLE.

CYANOGÈNE.

Le cyanogène est susceptible de former avec la plupart des corps les plus électro-positifs des composés où il joue le rôle de corps comburant, et qui sont tout-à-fait analogues aux chlorures, aux iodures, etc.; il forme en outre avec l'hydrogène l'acide hydrocyanique; et enfin, en s'unissant à du fer et à d'autres corps simples, il forme des comburans ternaires qui constituent avec l'hydrogène différens hydracides, entre autres l'acide hydrocyanoferrique.

A. COMPOSÉS NEUTRES.

CYANURE DE MERCURE (^{4}Cy Hg).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Cyanogène. . .	20,68	4 . . .	660,16
Mercure. . . .	79,32	1 . . .	2531,60
	100,00	poids at.	3191,76

II. NOMENCLATURE.

Prussiate de mercure.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en longs prismes quadrangulaires coupés obliquement.

Il est facile à pulvériser.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est neutre aux réactifs colorés.

Il est soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid.

L'acide nitrique bouillant, l'acide sulfurique faible bouillant, l'eau de potasse concentrée bouillante, le dissolvent en assez grande quantité sans le décomposer.

Le soufre en sépare le cyanogène.

L'acide hydrochlorique concentré et chaud le décompose ; l'hydrogène s'unit au cyanogène, et le chlore au mercure.

L'acide hydriodique le réduit en iodure de mercure et en acide hydrocyanique.

L'acide hydrosulfurique le réduit en sulfure de mercure et en acide hydrocyanique.

L'acide sulfurique concentré et bouillant le

décompose; il se dégage du gaz acide sulfureux, et il se produit du sulfate de mercure.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain le dénature complètement; l'oxigène d'une portion d'eau qui se décompose se porte sur le protoxide d'étain, tandis que l'hydrogène forme de l'acide hydrocyanique avec le cyanogène; le mercure est séparé à l'état métallique.

Si on ajoute à 1 partie de cyanure de mercure dissoute dans 8 parties d'eau 1 partie $\frac{1}{2}$ de limaille de fer et $\frac{3}{8}$ de partie d'acide sulfurique concentré, qu'on agite, qu'on laisse reposer afin de décanter la liqueur, pour en faire passer ensuite $\frac{1}{4}$ à la distillation, on obtient dans l'eau l'acide hydrocyanique préparé par la méthode de Schéèle.

Le cyanure de mercure sec distillé se fond; une partie se sublime, l'autre est réduite en cyanogène et en mercure.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore.

Il a la saveur styptique et le goût métallique des sels mercuriels.

VI. PRÉPARATION.

On fait bouillir dans 8 parties d'eau 1 partie

de peroxide de mercure et 2 parties de bleu de Prusse pur, jusqu'à ce que celui-ci ait perdu sa couleur bleue; on filtre la liqueur bouillante; par le refroidissement et la concentration, on obtient un cyanure de mercure cristallisé, mais qui retient de l'oxide de fer; il faut, pour le purifier, le faire bouillir avec du peroxide de mercure. Par ce moyen, le peroxide de fer est précipité, mais on obtient un composé de cyanure et de peroxide de mercure, qu'il faut purifier en ajoutant à la solution de l'acide hydrocyanique, qui réduit le peroxide en eau et en cyanure de mercure.

CYANURE D'ARGENT.

Il est blanc, et insoluble dans l'eau.

Exposé au feu, il se fond, et se réduit, suivant M. Gay-Lussac, en sous-cyanure grisâtre.

On l'obtient en précipitant le nitrate d'argent par l'hydrocyanate de potasse.

CYANURE DE POTASSIUM.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Cyanogène. . .	40,25	4 . . .	660,16
Potassium. . .	59,75	1 . . .	979,83
	100,00	poids at.	1639,99

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, et peut être obtenu en une matière transparente, incolore, qui se divise en cubes lorsqu'on l'a fondu et laissé refroidir lentement.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est soluble dans l'eau, et cette dissolution peut être considérée comme celle d'un cyanure de potassium ou d'un hydrocyanate de potasse.

Les acides les plus faibles en dégagent de l'acide hydrocyanique; et sous ce rapport, il peut remplacer le cyanure de mercure dans la préparation de l'acide hydrocyanique.

IV. PRÉPARATION.

Le procédé le plus économique pour se le procurer consiste à chauffer graduellement jusqu'au rouge presque blanc, du cyanure de fer

et de potassium dans une cornue de grès munie d'un tube qui plonge d'une ligne seulement dans le mercure ; on laisse refroidir complètement la matière sans le contact de l'air ; puis on casse la cornue, et on renferme promptement le cyanure de potassium dans un flacon à l'émeri; les couches inférieures sont ordinairement noircies par du fer métallique ou du charbon.

B. COMPOSÉS ACIDES.

ACIDE HYDROCYANIQUE.

I. COMPOSITION.

	vol.			vol.	
Azote . .	1	= 2 ou	Cyanogène	1	2 v.
Carbone.	1		Hydrogène	1	
Hydrog.	1				

	en poids.	en atomes.	
Cyanogène. . . .	96,35	1 . . .	165,03
Hydrogène . . .	3,65	1 . . .	6,24
	100,00	poids at.	171,27

II. NOMENCLATURE.

Acide prussique.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

A. *A l'état solide.*

Il est solide jusqu'à — 15°.

Il est cristallisable en aiguilles souvent réunies en faisceaux.

Il est incolore.

B. *A l'état liquide.*

Il est liquide depuis — 15° jusqu'à 26°,5, où il entre en ébullition sous la pression de 0m,760.

A 7°, sa densité est de 0,7058; et à 18°, elle est de 0,6969.

Il est incolore.

Lorsqu'on en prend une goutte au bout d'un tube de verre ou d'une petite bande de papier, et qu'on l'expose tout-à-coup au milieu de l'air, l'évaporation d'une partie refroidit tellement l'autre, que celle-ci se cristallise.

Il est incolore.

C. *A l'état de vapeur.*

La vapeur d'acide hydrocyanique a une densité de 0,9442 ; elle est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

L'acide hydrocyanique est peu soluble dans l'eau ; il l'est beaucoup dans l'alcool.

Il rougit légèrement le papier de tournesol, mais la couleur bleue reparaît lorsque le papier est exposé à l'air.

Il s'unit avec les eaux de potasse, de soude, de baryte, de strontiane ; mais se forme-t-il des hydrocyanates, ou de l'eau et des cyanures ? Cette question n'est pas résolue.

Le soufre chauffé dans la vapeur hydrocyanique l'absorbe, et il se forme un composé solide regardé par M. Gay-Lussac comme identique à celui qu'on obtient avec le cyanogène et l'acide hydrosulfurique.

B. *Cas où le cyanogène est séparé de l'hydrogène.*

L'acide hydrocyanique est décomposé par la pile ; le cyanogène va au pôle positif, et l'hydrogène au pôle négatif.

Lorsqu'on chauffe du potassium dans de la vapeur d'acide hydrocyanique mêlée à un volume *a* d'azote, le métal devient gris, puis

jaune; il passe à l'état de cyanure; il reste le volume *a* d'azote et un volume d'hydrogène, qui est la moitié de celui de la vapeur hydrocyanique. Ce résultat est absolument analogue à celui qu'on obtient de la réaction du potassium sur les gaz hydrochlorique et hydriodique : or, 1 volume de ces gaz donne $\frac{1}{2}$ volume d'hydrogène, et un chlorure ou un iodure de potassium.

La vapeur d'acide hydrocyanique qu'on fait passer sur de la baryte, de la strontiane, est décomposée; l'hydrogène est mis en liberté, et il se forme un cyanure de baryte et de strontiane; il y a dégagement de lumière; les résultats sont analogues avec les hydrates de potasse, de soude, et les sous-carbonates de ces bases anhydres.

L'acide hydrocyanique mis à froid en contact avec le deutoxide de cuivre, est changé en eau et en cyanogène.

Le deutoxide de mercure absorbe à froid la vapeur hydrocyanique; il se forme de l'eau et du cyanure de mercure.

Si nous supposons que l'acide hydrocyanique dissous par les eaux de soude et de potasse donne naissance à de l'eau et à un cyanure mé-

tallique ; voici dans quelles proportions les corps réagiront :

1 at. de potasse ou de soude = { 2 at. oxigène, 1 at. potassi. ou sodium;

4 at. acide hydrocyanique. = { 4 at. cyanogène, 4 at. hydrogène;

il est évident que l'on aura

2 at. d'eau . . . . = { 2 at. oxigène, 4 at. hydrogène;

1 at. de cyanure . . . . . . = { 4 at. cyanogène, 1 at. potassi. ou sodium.

C. *Cas où l'acide hydrocyanique est altéré.*

L'acide hydrocyanique abandonné à lui-même dans un flacon à 15 ou 18°, se réduit spontanément en hydrocyanate d'ammoniaque et en azoture de carbone, et ce qu'il y a d'étonnant, c'est que cette décomposition se fait quelquefois au bout de deux heures, tandis que d'autres fois elle n'est sensible qu'au bout de plusieurs mois.

L'acide hydrocyanique dissous dans l'eau se décompose aussi spontanément.

Il ne se décompose que difficilement lorsqu'on le fait passer dans un tube de porcelaine rouge de feu ; la portion altérée est réduite en carbone, en azote, en hydrogène et en cyanogène. Mais si le tube contient du fer, alors la décomposition est complète, on obtient des vo-

lumes égaux d'azote et d'hydrogène, et le fer est couvert de charbon.

La vapeur d'acide hydrocyanique mêlée avec l'oxigène détonne, soit par le contact des corps en ignition, soit par l'étincelle électrique.

Supposons

200 oxigène

et

100 vapeur ac. hydrocy. = { 50 cyano. = { 50 azote, 50 carbone, } 50 hydrogène; }

que l'on fasse éclater une étincelle électrique, on aura

225 résidu gazeux = { 100 ac. carbon. = { 100 oxigène, 50 carbone, } 50 azote, 75 oxigène, }

et une quantité d'eau représentée par

25 oxigène,
50 hydrogène.

Si l'on fait passer de l'acide hydrocyanique sur du deutoxide de cuivre rouge de feu, on obtient de l'eau, du cuivre métallique, et un mélange de gaz acide carbonique et de gaz azote dans le rapport de 2 à 1.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

L'acide hydrocyanique tue les animaux avec

une rapidité qui tient réellement du prodige. Il suffit de mettre une goutte de cet acide sur la langue d'un chien assez fort pour lui donner la mort à l'instant. L'animal est comme foudroyé ; de sorte que l'on doit prendre les plus grandes précautions lorsqu'il s'agit de préparer cet acide ou de le faire réagir sur les corps. Comme il est essentiellement calmant, M. Magendie en a prescrit l'emploi dans les cas où il y a une grande irritation : par exemple dans les phthisies; mais la quantité que l'on en emploie est extrêmement faible, et il faut toujours apporter une très-grande prudence dans l'administration d'un remède aussi énergique. Malheureusement il n'est pas toujours facile, en employant l'acide hydrocyanique tel qu'il est préparé dans les pharmacies, de savoir exactement la quantité qu'on en emploie, par la raison qu'il est altérable, et qu'on l'obtient en dissolution dans l'eau : or, cette dissolution pouvant être plus ou moins concentrée, le médecin qui la prescrit ne doit jamais perdre de vue cet état de choses.

VI. ÉTAT NATUREL.

Si l'acide hydrocyanique n'existe pas dans les

végétaux, il faut admettre qu'il s'y trouve quelque autre composé de cyanogène, ou du cyanogène pur, car plusieurs plantes donnent un produit doué de l'odeur d'amandes amères, propre à l'acide hydrocyanique, et de la propriété de réagir sur les sels de fer comme le fait cet acide.

VII. PRÉPARATION.

La manière de préparer l'acide hydrocyanique à l'état de pureté n'est pas très-difficile; cependant elle exige des précautions. Voici le procédé de M. Gay-Lussac : on introduit dans une petite cornue tubulée (fig. 2, planch. 3) 300 grammes de cyanure de mercure avec 200 grammes d'acide hydrochlorique légèrement fumant; on adapte à cette cornue un tube de verre *t* rempli au tiers de craie, et dans les deux autres tiers de chlorure de calcium; l'extrémité *t'* porte un second tube de verre coudé qui plonge dans le fond d'un flacon bouchant à l'émeri; ce flacon est placé au milieu d'un mélange frigorifique de sel marin et de glace. En élevant un peu la température, le chlore de l'acide hydrochlorique se porte sur le mercure, et son hydrogène sur le cyanogène; il en résulte du chlorure de mercure et de l'acide hydrocya-

nique qui se vaporise en entraînant une certaine quantité de gaz acide hydrochlorique et de vapeur d'eau; mais ces deux derniers corps s'arrêtent dans le tube, par la raison que la chaux de la craie fixe l'acide hydrochlorique, et que le chlorure de calcium fixe la vapeur d'eau; l'acide carbonique de la craie et l'acide hydrocyanique arrivent dans le flacon, où ce dernier seul se condense.

On peut avec avantage substituer au cyanure de mercure le cyanure de potassium.

VIII. USAGES.

L'acyde hydrocyanique pur n'est pas employé en teinture; mais sa composition est tellement liée à la nature de l'acide hydrocyano-ferrique, que je vais examiner, qu'il était indispensable de le décrire.

IX. HISTOIRE.

Il a été découvert par Schéèle, en 1782; mais ce n'est que depuis 1815 qu'un beau travail de M. Gay-Lussac nous l'a fait connaître à l'état de pureté.

ACIDE HYDROCYANOFERRIQUE.

I. COMPOSITION.

Nous admettons, avec M. Gay-Lussac, qu'il est formé d'hydrogène et d'un composé appelé *Cyanoferre*, qui fait fonction de comburant.

1 at. ac. hydro-cyanoferrique = { 1 at. *cyanoferre* = { 12 cyanogène, 1 fer, ; 8 at. hydrogène. }

Compositions équivalentes.

	en poids.	en atomes.	
Cyanogène. . .	73,12	12	1980,36
Fer.	25,04	1	678,43
Hydrogène. . .	1,84	8	49,92
	100,00	poids at.	2708,71

ou

8 at. acide hydrocyanique = { 8 cyanogène, 8 hydrogène;

1 at. cyanure de fer. . . . = { 4 cyanogène, 1 fer.

Il est évident que cette composition est celle d'un sel.

II. NOMENCLATURE.

Acide des prussiates triples.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable par la voie humide en petits cristaux qui paraissent être cubiques.

Il n'a pas de couleur.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il agit sans éprouver de changement, ou du moins sans s'altérer profondément.*

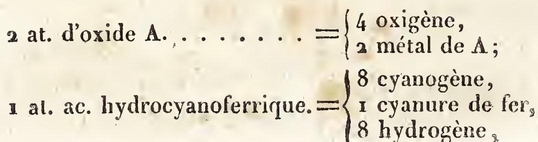
Il est soluble dans l'eau et l'alcool; les solutions sont incolores.

Sa solution, versée dans un sel de peroxide de fer, en précipite du bleu de Prusse.

Il s'unit aux bases salifiables, et reproduit les composés qu'on a appelés *prussiates triples, prussiates ferrurés.*

Je vais examiner successivement sa réaction sur les oxides A, B, C qui contiennent 2, 3 et 4 atomes d'oxigène, dans la supposition où tout l'hydrogène de l'acide est converti en eau, et où les $\frac{2}{3}$ de son cyanogène s'unissent aux métaux provenant de la désoxigénation des oxides.

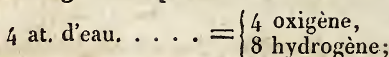
Oxide à 2 atomes d'oxigène.

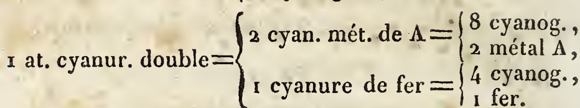


2 at. d'oxide A. . . . . = { 4 oxigène, 2 métal de A;

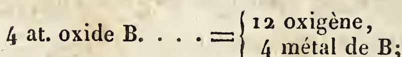
1 at. ac. hydrocyanoferrique. = { 8 cyanogène, 1 cyanure de fer, 8 hydrogène,

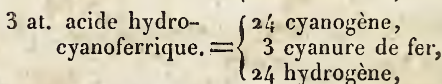
en réagissant produiront


4 at. d'eau. . . . . = { 4 oxigène, 8 hydrogène;

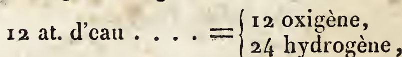

1 at. cyanur. double = { 2 cyan. mét. de A = { 8 cyanog., 2 métal A, ; 1 cyanure de fer = { 4 cyanog., 1 fer. }

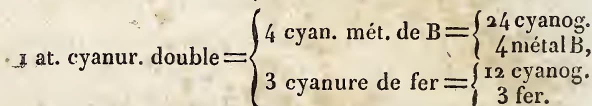
Oxide à 3 atomes d'oxigène.


4 at. oxide B. . . . = { 12 oxigène, 4 métal de B;

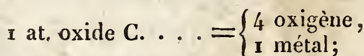

3 at. acide hydro-cyanoferrique. = { 24 cyanogène, 3 cyanure de fer, 24 hydrogène,

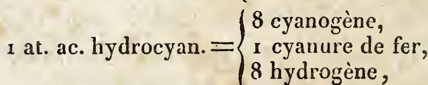
en réagissant produiront


12 at. d'eau . . . . = { 12 oxigène, 24 hydrogène,

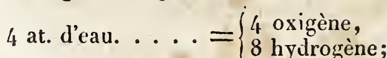

1 at. cyanur. double = { 4 cyan. mét. de B = { 24 cyanog. 4 métal B, ; 3 cyanure de fer = { 12 cyanog. 3 fer. }

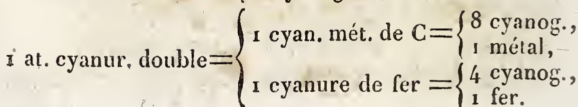
Oxide à 4 atomes d'oxigène.


1 at. oxide C. . . . = { 4 oxigène, 1 métal;


1 at. ac. hydrocyan. = { 8 cyanogène, 1 cyanure de fer, 8 hydrogène,

en réagissant produiront


4 at. d'eau. . . . . = { 4 oxigène, 8 hydrogène;


1 at. cyanur. double = { 1 cyan. mét. de C = { 8 cyanog., 1 métal, ; 1 cyanure de fer = { 4 cyanog., 1 fer. }

B. *Cas où il s'altère.*

Le contact de l'air l'altère, du moins en partie; quand il y est exposé humide, il devient bleu.

Lorsqu'on le distille doucement dans un appareil convenable, il donne de l'acide hydrocyanique anhydre et un résidu d'un brun jaunâtre qui devient presque noir à l'air, et que M. Robiquet considère comme un cyanure de fer et d'ammoniaque. Ce résidu, distillé à une température plus élevée que celle où il a été produit, donne de l'acide hydrocyanique, de l'hydrogène et de l'azote dans le rapport de 1 à 2 en volumes et un résidu de fer et de charbon.

M. Robiquet s'est assuré qu'il donne, lorsqu'on le brûle par le deutoxide de cuivre, 2 volumes d'acide carbonique pour 1 d'azote, ce qui est le rapport où le carbone et l'azote constituent le cyanogène et l'acide hydrocyanique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur aigre très-différente de celle de l'acide hydrocyanique.

VI. PRÉPARATION.

Il n'a point été trouvé dans la nature. On peut se le procurer par trois procédés :

1. *Procédé de Porrett.*

On fait dissoudre 3gr.,75 d'acide tartrique surhydraté dans l'alcool; on verse la solution dans une fiole contenant 3gr.,23 d'hydrocyanoferrate de potasse dissous dans 11gr.,5 d'eau chaude; il se précipite du bitartrate de potasse, et l'acide hydrocyanoferrique reste dans l'alcool étendu, d'où on l'extrait par évaporation spontanée.

2. *Procédé de Robiquet.*

On verse dans un vase étroit sur du bleu de Prusse réduit en poudre un grand excès d'acide hydrochlorique concentré; on abandonne les matières à elles-mêmes; peu à peu l'acide se colore en rouge brun, parce qu'il dissout du fer; quand il n'agit plus, on le décante, et on le remplace par de l'acide pur, qu'on décante à son tour comme le premier, et qu'on remplace de même, et cela jusqu'à ce que la matière ne cède plus de fer. L'acide du dernier traitement étant séparé, on met le résidu dans une capsule

sous le récipient de la machine pneumatique, où l'on a mis aussi de la chaux caustique. Lorsque le résidu est desséché, on y applique l'alcool; on filtre la liqueur; et en l'abandonnant à l'évaporation spontanée, on obtient l'acide hydrocyanoferrique cristallisé.

On peut traiter le cyanure double de fer et de potassium de la même manière.

3. *Procédé de Berzelius.*

On décompose le cyanure double de fer et de plomb délayé dans l'eau par un courant d'acide hydrosulfurique; on décompose l'excès de ce dernier en ajoutant la quantité de cyanure double nécessaire; on filtre la liqueur, et on la fait évaporer dans le vide.

VII. USAGES.

Il n'est pas employé à l'état libre, mais ses composés ou les cyanures doubles avec lesquels on le prépare, sont très-importans pour la teinture.

VIII. HISTOIRE.

Il a été découvert par M. Porrett.

M. Robiquet l'a étudié en 1819 sans connaître le travail de ce chimiste; il l'a considéré

comme un hydrocyanate de cyanure de fer.

M. Berzelius l'a considéré en 1820 comme un superhydrocyanoferrate de protoxide de fer, et M. Gay-Lussac comme un hydracide.

M. Porrett a décrit

1° sous le nom d'*acide chyazique sulfuré*, un acide formé de

Cyanogène,
Soufre,
Hydrogène;

2° sous le nom d'*acide chyazique argenturé*, un acide formé de

Cyanogène,
Argent,
Hydrogène.

Il est évident qu'ils ont la plus grande analogie avec le précédent.



PREMIÈRE PARTIE DU COURS.

TROISIÈME DIVISION.

DES ACIDES ET DES BASES SALIFIABLES, TERNAIRES, QUATERNAIRES, ETC., QUI NE RENTRENT PAS DANS LA DIVISION PRÉCÉDENTE, PARCE QUE, DANS L'ÉTAT ACTUEL DE LA SCIENCE, ON NE PEUT ENCORE LES CONSIDÉRER COMME DES COMPOSÉS IMMÉDIATS D'UN COMBURANT ET D'UN COMBUSTIBLE.

VINGTIÈME LEÇON.

INTRODUCTION

A LA TROISIÈME DIVISION.

Messieurs,

Les substances dont je vous parlerai avant de commencer l'étude des sels appartiennent à la classe des composés qu'on a appelés *organiques*. Je vous ai dit (1[re] *leçon, page* 46) que la distinction des composés organiques, établie d'après cette considération, que jusqu'ici ils n'ont été produits que sous l'influence de la vie, n'est point rationnelle; qu'elle est relative à nos moyens actuels d'expérience, et que tous les jours elle perd de sa rigueur; un exemple remarquable le prouve, c'est la production de l'urée, principe immédiat de l'urine, que M. Vöhler, un des chimistes qui honorent le plus l'Allemagne, vient d'opérer, en unissant un oxacide de cyanogène avec l'ammoniaque.

Ce qui contribue à maintenir une classe de composés organiques, c'est

1° L'analogie de leur composition élémentaire qui entraîne nécessairement l'analogie des propriétés qu'ils manifestent dans les cas où ils éprouvent une altération dans leur composition immédiate, en un mot lorsqu'ils viennent à agir par leur affinité élémentaire (2e *leçon, page* 44);

2° L'opposition que l'on a faite de leur altérabilité avec la fixité de ce grand nombre de substances minérales qui constituent les premières couches de la partie solide de notre globe.

A. Les composés organiques sont très-nombreux; beaucoup sont formés d'oxigène, de carbone et d'hydrogène; un certain nombre le sont de ces mêmes élémens et d'azote; enfin il en est un, la matière grasse du cerveau, qui paraît formé d'oxigène, d'azote, de carbone, d'hydrogène et de phosphore.

Outre les cinq corps simples que je viens de nommer, on rencontre encore dans les êtres organisés le chlore, l'iode, le soufre, le silicium, le cuivre, le fer, le manganèse, l'aluminium, le magnséium, le calcium, le sodium et

le potassium; mais ces derniers ne paraissent constituer, du moins le plus souvent, que des combinaisons binaires, telles que des chlorures, des iodures de sodium et de potassium; des acides sulfurique, silicique; des oxides de fer, de manganèse, d'aluminium, de magnésium, de calcium, de sodium et de potassium, etc.; en un mot, des composés identiques à ceux de la nature inorganique.

Les composés organiques ont cela de remarquable, que tous, ou presque tous, ne contiennent pas assez d'oxigène pour que celui-ci fasse de l'eau et de l'acide carbonique avec leur hydrogène et leur carbone; d'un autre côté, l'eau et l'acide carbonique étant des combinaisons stables, il en résulte que l'oxigène atmosphérique a une influence très-grande pour les dénaturer, surtout lorsqu'ils sont exposés à la chaleur ou à la lumière, et qu'ils ont en outre le contact de l'eau (1).

B. L'altérabilité des composés organiques dont nous venons de voir la cause, et qu'on a opposée à la fixité des oxides et des acides plus ou moins stables qui constituent ce que nous

(1) Considérations générales sur l'analyse organique et ses applications, par M. E. Chevreul, pag. 57.

appelons les *terres* et les *pierres*, ne peut fournir un motif de maintenir la classe des composés dits *organiques*, car l'altérabilité de ces composés n'est point *absolue;* elle est relative à la nature de l'eau et de notre atmosphère, comme l'est aussi la fixité des *terres* et des *pierres;* et d'un autre côté, ces terres et ces pierres ne représentent pas toutes les espèces des composés inorganiques, car parmi elles vous en trouvez un grand nombre qui s'altèrent avec la plus grande rapidité sous l'influence de l'atmosphère : je citerai pour exemple la solution de l'acide hydriodique dans l'eau, l'hydrogène perphosphoré, les hydrates gélatineux des protoxides de fer et de manganèse, plusieurs sulfures métalliques, bornant mes citations à celles de composés que vous connaissez. L'altérabilité des matières organiques ne les distingue donc pas essentiellement des matières minérales, puisque dans celles-ci il en est qui sont aussi peu stables que les premières.

C. Enfin, lorsque les principes immédiats organiques agissent par attraction résultante sans que leurs élémens se séparent, ils manifestent des propriétés qui ont les plus grandes analogies avec celles des composés inorganiques. Nous

trouvons en effet des principes immédiats organiques acides et alcalins qui se comportent avec les réactifs colorés à la manière des acides et des bases salifiables inorganiques; nous voyons ceux qui sont doués de l'acidité former des sels avec les alcalis minéraux, de même que ceux qui possèdent l'alcalinité en forment avec les acides minéraux; enfin les principes immédiats organiques neutres nous présentent des propriétés tout-à-fait analogues à celles des composés neutres de la nature inorganique, c'est-à-dire que les uns se comportent tantôt à la manière d'un acide, tantôt à la manière d'une base salifiable.

D'après ces considérations, je n'hésite point à passer, de l'étude des composés que j'ai examinés précédemment, à celle des principes immédiats organiques qui sont doués de l'acidité et de l'alcalinité, et qui, avec les acides et les bases salifiables que nous connaissons déjà, forment l'ensemble de tous les principes immédiats des sels connus.

PREMIÈRE SECTION.

ACIDES.

A. ACIDES TERNAIRES FORMÉS DE { oxigène, carbone, hydrogène.

A. *Acides équivalens à* { *oxigène, eau, carbone.*

ACIDE CITRIQUE.

§ Ier.

ACIDE CITRIQUE ANHYDRE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . .	54,72	4 . . .	400,00
Carbone . .	41,87	4 . . .	306,12
Hydrogène.	3,41	4 . . .	24,96
	100,00	poids at.	731,08

Compositions équivalentes :

Eau oxigénée. 4,
Carbone . . . . : 4;

ou

Oxigène 2,
Eau. 2,
Carbone 4;

ou

Oxide de carbone 4;
Hydrogène 4;

ou

Acide carbonique 2,
Hydrogène bicarboné . . 2.

II. NOMENCLATURE.

Acide du citron, parce que c'est du jus du citron qu'on l'a extrait, et qu'on l'extrait encore.

III. PROPRIÉTÉS, ÉTAT NATUREL.

100 parties d'acide citrique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 13,588 d'oxigène, suivant M. Berzelius, c'est-à-dire $\frac{1}{4}$ de celui de l'acide.

On ne connaît pas les propriétés de l'acide citrique anhydre. L'état le plus libre dans lequel on l'ait obtenu est celui d'hydrate et de surhydrate.

Il se trouve dans les végétaux à l'état libre ou uni à des matières organiques, et à l'état salin.

§ II.

ACIDE CITRIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide citrique	82,98	3	2193,24
Eau	17,02	4	449,92
	100,00	poids at.	2643,16

L'oxigène de l'eau est donc à celui de l'acide :: 4 : 12 = 1 : 3.

II. NOMENCLATURE.

Acide citrique cristallisé.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en prismes rhomboïdaux terminés par des sommets à quatre faces qui interceptent les angles solides.

Les pans des prismes sont inclinés entre eux de 60 à 120°.

Il n'a pas de couleur. Les cristaux sont transparens.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

75 parties d'eau à 18° peuvent dissoudre 100 parties d'acide hydraté, suivant M. Vauquelin.

1 partie d'eau bouillante peut en dissoudre 12 parties, suivant M. Dizé.

L'acide citrique hydraté est déliquescent dans une atmosphère très-humide.

Il est soluble dans l'alcool.

Sa solution aqueuse ne précipite pas l'eau de chaux; mais en faisant chauffer, le citrate se dépose. La propriété de ne pas précipiter l'eau de chaux à froid distingue la solution d'acide citrique de celle de l'acide tartrique.

La solution d'acide citrique précipite les eaux de strontiane et de baryte; le précipité est redissous par un excès d'acide.

Lorsqu'on a neutralisé de l'acide citrique par de l'eau de potasse, on n'obtient pas de précipité en y ajoutant de nouvel acide, ainsi que cela a lieu avec l'acide tartrique et la potasse.

La solution d'acide citrique ne précipite pas les nitrates d'argent et de protoxide de mercure.

Elle attaque le fer, le zinc, et même l'étain; elle est sans action sur l'arsenic, l'antimoine, le bismuth, le mercure, l'or, l'argent, le platine.

B. *Cas où il perd son eau d'hydratation.*

100 parties d'acide citrique hydraté, exposées à une température de 118 à 122°, perdent de 8,58 à 8,60 d'eau sans se décomposer, c'est-à-dire la moitié de celle qui constitue l'acide hydraté.

Lorsque ce dernier s'unit au protoxide de plomb, il perd la totalité de son eau.

C. *Cas où il éprouve une altération profonde.*

Les solutions d'acide citrique dans l'eau, surtout quand elles sont faibles, s'altèrent promptement; il se produit des flocons rougeâtres qui peu à peu se rassemblent en des masses glaireuses. D'après cela, il ne faut dissoudre l'acide citrique hydraté qu'au moment où l'on doit s'en servir, et jusque là le conserver dans des vases exactement fermés, surtout si le lieu où il est déposé n'est pas très-sec.

L'acide sulfurique concentré le change en charbon et en acide acétique, suivant Fourcroy.

L'acide nitrique à 32° convertit l'acide citrique hydraté en acide oxalique, en eau et en acide carbonique, et peut-être acétique; mais

pour constater ce résultat, il ne faut pas mettre trop d'acide nitrique : par exemple, Westrumb a vu que 60 grammes d'acide citrique hydraté, traités par 600 grammes d'acide nitrique, ne donnent pas d'acide oxalique, tandis qu'ils en donnent 13 grammes ou 30 grammes suivant qu'on les traite par 300 grammes ou 200 grammes d'acide nitrique.

L'acide citrique soumis à la distillation se fond, se boursouffle, perd de l'eau, donne lieu à la formation d'un acide particulier appelé pyrocitrique, à de l'acide acétique, à de l'huile, à de l'hydrogène carboné, de l'oxide de carbone, de l'acide carbonique et du charbon.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore, et sa saveur a beaucoup d'analogie avec celle de l'acide tartrique.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se trouve à l'état libre dans le jus de citron, de limon, etc.

VII. PRÉPARATION.

On sépare le zeste ou l'écorce du citron avec un couteau, en ayant l'attention d'éviter que le fer reste en contact avec le suc; on réduit

les citrons écorcés en une pulpe qu'on abandonne à elle-même un ou deux jours dans un lieu frais, puis on la soumet à la presse; le suc, renfermé dans un vase, est abandonné à lui-même dans un lieu chaud jusqu'à ce qu'il ait déposé une matière qui en altérait la limpidité; alors on le passe au papier gris, on met le suc filtré sur le feu dans un vase de porcelaine, de grès, d'argent ou de platine; on projette par petites quantités de la craie dans le suc chaud de manière à neutraliser l'acide citrique; du gaz acide carbonique se dégage avec effervescence, et du citrate de chaux se précipite. Lorsque le suc est neutralisé, qu'il ne fait plus d'effervescence avec de nouvelle craie, on décante le liquide, qui contient une matière gommeuse, une matière jaune, du malate acidule de chaux; on lave le citrate de chaux par décantation, puis on le fait égoutter sur un filtre, enfin on le sèche.

On mêle à 500 parties d'eau 61 parties d'acide sulfurique d'une densité de 1,84; on fait chauffer à 90° environ, et on y ajoute peu à peu, en agitant continuellement, 100 parties de citrate de chaux pur et sec; on fait réduire à moitié, on laisse refroidir. Après vingt-qua-

tre heures, on décante la solution d'acide citrique de dessus un dépôt de sulfate de chaux ; on lave celui-ci ; on réunit le lavage à la solution d'acide citrique ; on la fait concentrer. S'il se sépare du sulfate de chaux, on attend qu'il soit déposé pour tirer le liquide à clair. Enfin, quand celui-ci est clair et suffisamment concentré, on l'abandonne à lui-même pour en obtenir des cristaux. Si les cristaux n'étaient pas incolores, il faudrait les redissoudre, et faire cristalliser la solution.

160 parties de bon suc de citron donnent environ 18 p. de citrate de chaux et 10 p. d'acide citrique hydraté.

Si l'acide citrique est exempt d'acide sulfurique, il forme avec la baryte un précipité soluble dans un excès d'acide.

S'il est exempt de citrate de chaux, il ne précipite pas le sous-carbonate de potasse, et il ne laisse aucun résidu quand on l'incinère dans une petite capsule de platine.

Dans le commerce, on le mêle souvent avec l'acide tartrique, qui est beaucoup moins cher. Le mélange serait aisé à découvrir s'il présentait des cristaux volumineux, parce que l'acide tartrique est en tables ou lames qu'il est aisé de

distinguer des prismes d'acide citrique. Mais si le mélange était en poudre, on le dissoudrait dans l'eau de manière à avoir une solution concentrée; on en neutraliserait la moitié par la potasse; puis, en y ajoutant l'autre moitié, on verrait s'il se dépose du bitartrate de potasse. Enfin on pourrait encore essayer la liqueur par l'eau de chaux, qui ne précipite pas à froid l'acide citrique, et qui précipite l'acide tartrique.

VIII. USAGES.

Il est employé à faire une limonade sèche, qui est même plus estimée que celle qu'on prépare avec l'acide tartrique; celui-ci passe généralement pour avoir une certaine âpreté au goût, que n'a pas l'acide citrique. Si l'on veut que la limonade ait l'odeur du citron, il faut y ajouter de l'huile essentielle du zeste, car l'acide citrique est aussi inodore que l'acide tartrique.

Il est employé dans les fabriques de toiles peintes pour faire des réserves, ou comme rongeant. Il agit comme les acides tartrique et oxalique.

Il est employé pour préparer le rouge de car-

thame, et, sous ce rapport, il remplace le jus de citron.

§ III.

ACIDE CITRIQUE SOUSHYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide citrique .	90,7	3	2193,24
Eau	9,3	2	224,96
	100,00	poids at.	2418,20

L'oxigène de l'eau est à celui de l'acide dans le rapport de 2 : 12 = 1 : 6.

II. NOMENCLATURE.

Acide citrique desséché.

III. PROPRIÉTÉS ET PRÉPARATION.

Comme je l'ai dit, l'acide citrique hydraté, desséché avec précaution, perd la moitié de son eau; l'hydrate qui reste est sous la forme d'une matière blanche pulvérulente qui se comporte avec les corps à la manière de l'acide citrique hydraté.

§ IV.

ACIDE PYROCITRIQUE.

I. COMPOSITION.

	Lassaigne.
Oxigène.	43,5
Carbone.	47,5
Hydrogène	9,0
	100,0

II. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise difficilement.

Exposé au feu, il se fond, et se décompose en partie.

Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Sa solution rougit fortement le tournesol.

Elle ne précipite pas les eaux de chaux et de baryte.

On ne peut guère citer que l'acétate de plomb et le nitrate de protoxide de mercure qui soient précipités par sa solution.

100 parties d'acide pyrocitrique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 14,55 d'oxigène, c'est-à-dire $\frac{1}{3}$ de celui de l'acide.

III. HISTOIRE ET PRÉPARATION.

M. Lassaigne a obtenu cet acide en neutralisant le produit aqueux de la distillation de l'acide citrique par la craie; précipitant la solution par l'acétate de plomb, et décomposant le pyrocitrate de plomb par l'acide hydrosulfurique.

ACIDE TARTRIQUE.

§ 1er.

ACIDE TARTRIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . . .	59,72	5 . . .	500,00
Carbone . . .	36,56	4 . . .	306,12
Hydrogène. .	3,72	5 . . .	31,20
	100,00	poids at.	837,32

Compositions équivalentes :

Eau oxigénée. . . .	5
Carbone	4

ou

Oxide de carbone. .	4
Eau.	1
Hydrogène.	3

II. NOMENCLATURE.

Acide tartareux, acide du tartre, acide tartarique.

Ces noms, ainsi que celui de *tartrique*, qu'il porte actuellement, sont tirés du mot *tartre*, qui est le nom d'un sel acide formé de potasse et de l'acide dont nous nous occupons.

III. PROPRIÉTÉS, ÉTAT NATUREL.

100 parties d'acide *tartrique* neutralisent une quantité d'oxide qui contient 11,94 d'oxigène, c'est-à-dire $\frac{1}{5}$ de celui de l'acide.

On ne connaît pas les propriétés de l'acide tartrique anhydre.

Il existe dans les végétaux à l'état hydraté et de tartrate.

§ II.

ACIDE TARTRIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide tartrique.	88,16	1 . . .	837,32
Eau.	11,84	1 . . .	112,48
	100,00	poids at.	949,80

L'oxigène de l'eau est à celui de l'acide dans le rapport de 1 à 5, comme dans les tartrates neutres à base d'oxides.

II. NOMENCLATURE.

Acide tartrique cristallisé.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en lames divergentes ou en aiguilles.

Il n'a pas de couleur.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il n'éprouve pas de changement dans les élémens qui constituent l'acide anhydre.*

Il est très-soluble dans l'eau; sa solution cristallise quand elle marque de 36 à 38° de l'aréomètre.

Il est soluble dans l'alcool.

M. Vogel a vu qu'il ne produit pas avec l'acide borique, comme on l'avait prétendu, un composé très-soluble dans l'eau. S'il y a réellement union chimique entre les deux corps, l'affinité de l'eau pour l'acide tartrique suffit pour la rompre.

Il forme avec les bases salifiables des sels parfaitement caractérisés.

Il précipite les eaux de chaux, de strontiane et de baryte; ces précipités sont redissous par un léger excès d'acide.

Il précipite l'acétate de plomb.

Lorsqu'on le neutralise d'abord avec de l'ammoniaque, de l'eau de soude, de l'eau de potasse, et qu'ensuite on ajoute aux sels neutres un excès d'acide, on obtient, surtout avec le sel de potasse, des précipités de sursels.

Lorsque l'acide tartrique se combine avec le protoxide de plomb, il perd toute son eau d'hydratation. En cela il se comporte différemment avec la chaux, car alors s'il perd de l'eau, ce n'est jamais tout ce qu'il en contient.

B. *Cas où l'acide tartrique hydraté s'altère.*

La solution d'acide tartrique étendue et renfermée dans un flacon qui n'est pas entièrement plein, se décompose. Il paraît qu'il se forme de l'eau, de l'acide carbonique et une matière végétale floconneuse qui est d'abord blanche, et qui finit par devenir brune.

Westrumb dit que 1 partie d'acide tartrique hydraté, dissoute dans 8 parties d'eau et 4 d'alcool, se change à une douce chaleur en acide acétique.

Hermbstædt a vu que l'acide nitrique le convertit à chaud en acide oxalique.

L'acide sulfurique concentré et l'acide tartrique hydraté, chauffés dans une cornue, donnent de l'acide sulfureux et de l'acide acétique.

Enfin l'acide tartrique hydraté distillé produit de l'eau, une huile jaune, une huile brune, de l'acide acétique, un acide particulier appelé *pyrotartrique*, cristallisable en aiguilles ou en lames; du gaz carbonique, de l'hydrogène carboné, du charbon.

Quand on le jette sur des charbons ardens, il répand une odeur acide empyreumatique particulière.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore; sa saveur est aigre et forte : mais elle est agréable quand il est dissous dans beaucoup d'eau.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il existe à l'état libre dans la pulpe des tamarins et, à ce qu'il paraît, dans le raisin vert.

VII. PRÉPARATION.

On prend de la crême de tartre (ou tartre

purifié, bitartratre de potasse) et de l'eau; on fait chauffer jusqu'à l'ébullition, en ayant soin d'agiter les matières; puis on y projette de la craie (sous-carbonate de chaux) par petites portions, en ayant l'attention de n'en ajouter de nouvelle que quand celle qu'on y a mise d'abord est décomposée, ce qu'on reconnaît à la cessation de toute effervescence.

Le bitartrate de potasse est équivalent à

Acide tartrique,
Tartrate de potasse neutre;

La craie l'est à

Acide carbonique,
Chaux.

Les corps, en réagissant, donnent naissance :

A du gaz acide carbonique, cause de l'effervescence;

A du tartrate de chaux qui se précipite;

A du tartrate de potasse neutre qui reste en dissolution dans l'eau.

Si l'on veut séparer l'acide de ce tartrate neutre, on ajoute à sa solution de l'hydrochlorate de chaux; il se produit un précipité de tartrate de chaux qui s'ajoute au premier,

et du chlorure de potassium qui reste en dissolution; on décante la liqueur; on la remplace par de l'eau, afin de laver exactement le précipité.

On prend 100 parties de tartrate de chaux, on les met en contact avec 800 parties d'eau, dans lesquelles on a mêlé 75 parties d'acide sulfurique à 66°. On laisse digérer les matières pendant vingt-quatre heures, en ayant soin de les remuer souvent, puis on les met sur le feu pendant le temps suffisant pour porter la liqueur à l'ébullition; enfin on filtre celle-ci, et on la fait évaporer; il se sépare un peu de sulfate de chaux; on décante le liquide; et quand il est décanté, on le met à cristalliser dans des terrines. Par ce moyen, on obtient de l'acide tartrique qui retient un peu de sulfate de chaux et de l'acide sulfurique : c'est pourquoi il faut le redissoudre pour le faire recristalliser, si l'on tient à l'avoir exempt de toute matière étrangère; mais cette pureté absolue n'est pas nécessaire pour les opérations de teinture auxquelles il peut servir.

VIII. USAGES.

L'acide tartrique est employé aux mêmes

usages que l'acide oxalique dans les fabriques de toiles peintes.

L'acide qui est en excès dans le bitartrate de potasse est essentiellement propre à fixer plusieurs matières colorantes sur la laine; et sous ce rapport, l'acide tartrique est un des mordans le plus fréquemment employés.

Enfin, il est un des principes immédiats du mordant ferrugineux dont M. Raymond fils s'est servi pour teindre la laine en bleu de Prusse.

IX. HISTOIRE.

Duhamel, Margraff et Rouelle le jeune ont reconnu l'existence d'un acide organique dans la crême de tartre; mais jusqu'à Schéèle, cet acide ne fut point isolé de la potasse.

ACIDE SACCHOLACTIQUE OU MUCIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	60,54	4	400,00
Carbone	34,74	3	229,59
Hydrogène. . .	4,72	5	31,20
	100,00	poids at.	660,79

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties d'acide saccholactique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 7,56 d'oxigène, c'est-à-dire $\frac{1}{8}$ du sien.

Très-probablement on ne connaît que l'acide à l'état d'hydrate.

Il est en poudre ou en petits cristaux incolores, n'ayant qu'une très-légère saveur.

Il est peu soluble dans l'eau, car 1 partie en exige 60 d'eau bouillante; la solution se trouble en refroidissant; elle rougit légèrement le tournesol. Il est insoluble dans l'alcool.

Sa solution précipite les eaux de chaux, de baryte, de strontiane; les précipités sont solubles dans un excès d'acide.

Elle précipite les nitrates d'argent, de mercure et de plomb.

Elle ne précipite pas les sels d'alumine et de magnésie, les chlorures d'étain, le perchlorure de mercure, les sulfates de fer, de cuivre, de zinc et de manganèse.

Cet acide, soumis à la distillation, se fond, se décompose, et donne un sublimé d'acide pyro-saccholactique ou pyromucique et d'autres produits.

III. PRÉPARATION.

Schéèle l'obtint, en 1780, en traitant le sucre de lait par l'acide nitrique. La gomme arabique en donne également.

ACIDE PYROSACCHOLACTIQUE OU PYROMUCIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.
Oxigène.	45,8
Carbone.	52,1
Hydrogène	2,1
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 7,6 d'oxigène, c'est-à-dire $\frac{1}{6}$ du sien.

Il est probable que celui qu'on a étudié était à l'état d'hydrate.

Il est solide, fusible à 130°, et volatilisable en une substance qui se condense en liquide, et qui cristallise ensuite.

Il a une saveur aigre.

Il rougit fortement le tournesol.

A 15°, 1 partie exige 25 parties d'eau pour se dissoudre.

Il est plus soluble dans l'eau bouillante; la solution cristallise en lames alongées par le refroidissement.

Il est plus soluble dans l'alcool que dans l'eau.

Il est remarquable par sa propriété de former des sels solubles avec la plupart des bases; il ne précipite que la solution de sous-acétate de plomb.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en distillant l'acide saccholactique. M. Houton-Labillardière a démontré sa nature particulière.

ACIDE SUCCINIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. .	47,54	3 . .	300,00
Carbone. .	48,51	4 . .	306,12
Hydrogène.	3,95	4 . .	24,96
	100,00	poids at.	631,08

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 15,85 d'oxigène, c'est-à-dire $\frac{1}{3}$ de celui de l'acide.

Il cristallise en aiguilles et en prismes incolores.

A la distillation il se fond, et une portion se volatilise sans altération.

1 partie exige, pour se dissoudre, 2 parties d'eau bouillante et 5 parties d'eau à 16°.

Il est très-soluble dans l'alcool, surtout à chaud.

L'acide succinique forme avec le peroxide de fer un sel insoluble. Cette propriété fait employer le succinate de potasse pour séparer le peroxide de fer du protoxide de manganèse, lorsque ces deux oxides sont dissous dans une même liqueur.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en distillant le succin ; l'acide se volatilise, et se condense en cristaux.

ACIDE FORMIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	64,44	3 . . .	300,00
Carbone	32,88	2 . . .	153,06
Hydrogène. . .	2,68	2 . . .	12,48
	100,00	poids at.	465,54

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 21,48, c'est-à-dire $\frac{1}{3}$ du sien.

Il est probable qu'on l'a étudié à l'état d'hydrate.

Il est liquide au-dessous de zéro.

Sa densité est de 1,1168 à 20°.

Il est incolore.

Son odeur est aigre et piquante, analogue à celle du vinaigre.

III. PRÉPARATION.

Cet acide se trouve en dissolution dans l'eau qu'on a distillée sur les fourmis (*formica rufa*).

B. ACIDES ÉQUIVALENS A { *Eau,* *Carbone.*

ACIDE ACÉTIQUE.

§ Ier.

ACIDE ACÉTIQUE ANHYDRE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . . .	46,61	3	300,00
Carbone. . . .	47,57	4	306,12
Hydrogène. . .	5,82	6	37,44
	100,00	poids at.	643,56

ou

	atomes.	
Eau. . . .	3 =	{ oxigène. . . . 3 hydrogène . . 6
Carbone .	6	

II. PROPRIÉTÉS, ÉTAT NATUREL.

100 parties d'acide acétique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 15,54 d'oxigène, ou $\frac{1}{3}$ du sien.

On ne connaît pas l'acide acétique anhydre.

On ne l'a étudié qu'à l'état d'hydrates et d'acétates.

Il existe en dissolution dans les sèves d'un assez grand nombre de végétaux, soit libre, soit en combinaison avec la potasse, l'ammoniaque, etc.

§ II.

ACIDE ACÉTIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique	85,12	1	643,56
Eau	14,88	1	112,48
	100,00	poids at.	756,04

L'oxigène de l'eau est le tiers de celui de l'acide, ce qui est le rapport de l'oxigène des bases salifiables à celui de l'acide dans les acétates neutres.

II. NOMENCLATURE.

L'acide acétique hydraté concentré a été appelé *vinaigre radical* quand il provenait de la distillation de l'acétate de cuivre.

L'acide acétique plus ou moins étendu d'eau

a été appelé *vinaigre distillé* quand il provenait de la distillation des liquides aigres qu'on appelle *vinaigres*.

L'*acide pyroligneux* est l'acide acétique hydraté obtenu de la distillation du bois. Il faut distinguer celui qui est mélangé d'huile empyreumatique de celui qui a été purifié.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est liquide depuis la température de 16°,7 jusqu'à celle de 119°,3, où il entre en ébullition.

A 16°, il est en lames entre-croisées très-brillantes.

A 17°, sa densité est de 1,063.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il n'éprouve pas de changement dans sa composition.*

L'acide acétique hydraté est soluble dans l'eau en toutes proportions ; la combinaison se fait avec dégagement de chaleur.

Lorsqu'il est exposé dans un air humide, il absorbe la vapeur d'eau qui s'y trouve.

M. Berzelius considère comme un composé distinct celui où 1 atome d'acide acétique est

uni à 3 atomes d'eau, et dont la densité est de 1,0791. Cette proportion paraît constituer la solution aqueuse d'acide acétique la plus dense. Si l'on ajoute de l'eau à cette solution, la densité diminue de plus en plus.

Une solution aqueuse d'acide acétique hydraté, exposée à un froid convenable, se concentre, par la raison qu'il se congèle de l'eau, et qu'il reste un liquide contenant proportionnellement plus d'acide que n'en contenait la solution première. En exposant ce liquide au froid de manière à n'en congeler qu'une portion, on le concentre encore, mais on ne parvient jamais à obtenir l'acide qui ne contient que 1 atome d'eau.

L'acide acétique hydraté n'entrant en ébullition qu'à 119°,7, il est possible de concentrer sa solution aqueuse en la distillant partiellement; le liquide qui passe contient une proportion d'acide moins forte que celui qui reste dans la cornue.

B. *Cas où l'acide acétique hydraté éprouve un changement relativement à son eau d'hydratation.*

L'acide acétique s'unit aux bases salifiables, et,

comme tous les acides, il a en général plus d'affinité pour ces bases que pour l'eau; de sorte qu'en prenant une base avec laquelle il constitue un sel anhydre, du moins à une certaine température, on pourra démontrer l'existence de l'eau dans l'acide : c'est ce qui a lieu, par exemple, lorsqu'on chauffe dans un tube de verre alongé du massicot bien sec que l'on a mis en excès avec de l'acide acétique.

C. *Cas où l'acide acétique hydraté se décompose radicalement.*

L'acide acétique que l'on fait passer lentement en vapeur dans un tube de porcelaine rouge de feu se décompose, mais rarement en totalité. Les produits sont des gaz acide carbonique, oxide de carbone et hydrogène carboné : il reste du charbon dans le tube.

L'acide acétique bouillant dont on approche un corps enflammé prend feu; il se produit de l'eau et de l'acide carbonique.

L'acide sulfurique concentré le décompose à chaud.

Il en est de même de l'acide nitrique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

L'acide acétique hydraté a une action assez énergique sur les parties de la peau qui ne sont pas recouvertes d'épiderme; aussi ne peut-on le mettre sur la langue sans éprouver une sensation douloureuse.

Il a une odeur très-forte et stimulante.

Étendu d'eau, il n'occasione plus qu'une sensation agréable lorsqu'on le goûte; alors il agit à la fois sur le goût et l'odorat : et c'est cette double action qui le rend plus propre à assaisonner les mets que ne le sont les acides inodores.

VI. ÉTAT NATUREL.

L'acide acétique libre existe en dissolution dans la sève de la plupart des arbres, par exemple dans les sucs du *cicer parietinum* et du *sambucus nigra*.

VII. PRÉPARATION.

On se procure l'acide acétique hydraté par différens procédés.

Premier procédé. — La décomposition de l'acétate de soude pur par l'acide sulfurique donne l'acide acétique hydraté le plus pur; mais comme l'acétate de soude qu'on décompose en

grand provient en général de l'acide acétique qui se forme dans la distillation du bois, nous n'en parlerons pas maintenant.

Deuxième procédé. — On soumet à la distillation dans une cornue de grès de l'acétate de cuivre cristallisé; la cornue communique, par l'intermède d'une alonge, à un ballon tubulé muni d'un tube à gaz.

On obtient d'abord de l'eau de cristallisation; ensuite de l'acide acétique hydraté; une substance qu'on appelle *esprit pyroacétique;* du gaz hydrogène carburé; de l'acide carbonique, surtout à la fin de l'opération; de l'acétate de cuivre anhydre qui se volatilise. Il reste dans la cornue un mélange de charbon et de cuivre. Il y a environ un sixième de l'acide acétique de décomposé par l'action simultanée de la chaleur et de l'oxigène de l'oxide de cuivre; c'est cette décomposition qui donne lieu à la formation de l'acide carbonique, de l'hydrogène carburé, de l'esprit pyroacétique, d'une matière empyreumatique qui paraît huileuse, et d'une certaine quantité d'eau.

L'acide acétique obtenu par ce procédé est très-fort, mais il est mélangé d'une matière empyreumatique, d'esprit pyroacétique, et pres-

que toujours d'acétate de cuivre qui le colore en vert.

On rectifie le produit en le distillant dans une cornue de verre. L'acide qui passe dans le récipient est exempt de cuivre, mais il retient toujours de l'esprit pyroacétique et de la matière empyreumatique.

On constate que l'acide acétique ne contient pas d'oxide de cuivre en le neutralisant en grande partie par la potasse, et en y versant ensuite de l'hydrocyanoferrate ou de l'hydrosulfate de potasse. Ces réactifs ne doivent point colorer la liqueur, comme ils le feraient si celle-ci contenait du cuivre. Dans ce cas, l'hydrocyanoferrate produirait une couleur rouge marron, et l'hydrosulfate une couleur brune.

Troisième procédé. — Lorsque des liqueurs sucrées ou vineuses, ou alcooliques faibles, sont abandonnées à elles-mêmes dans un lieu où la température est au moins de 18 à 20°, et qu'elles ont le contact de l'air, le sucre ou l'alcool qu'elles contiennent disparaît, et est remplacé par de l'acide acétique; mais, par la raison qu'il s'y trouve une forte proportion d'eau et des substances fixes telles que des acides, des sels, des matières colorantes, l'acide acéti-

que qu'elles donnent est toujours plus ou moins faible et plus ou moins impur. Ces liqueurs aigres portent le nom générique de *vinaigres*. Les vinaigres de vin sont les plus estimés. Ils contiennent en général, outre l'acide acétique, du bitartrate de potasse, une matière colorante jaune, une matière azotée; les vinaigres de vin rouge contiennent de plus une matière qui ne doit sa couleur rouge qu'à la présence d'un acide. On trouve dans les vinaigres obtenus avec des graines de céréales une matière azotée, une matière provenant de l'amidon, des phosphates de chaux et de magnésie, et une matière huileuse.

On soumet les vinaigres à la distillation dans des alambics de cuivre étamés; on reçoit les produits dans des récipiens de grès. C'est de cette manière qu'on obtient le *vinaigre distillé*. Le liquide qui passe le premier à la distillation est plus faible que celui qui vient ensuite.

Le vinaigre distillé de vin, outre l'acide acétique et l'eau, peut contenir une matière azotée colorée, une matière huileuse empyreumatique, de l'éther acétique.

Le vinaigre de graines céréales, outre l'acide acétique et l'eau, contient une matière azotée

colorée, une matière huileuse empyreumatique plus fétide que celle qui se trouve dans le vinaigre de vin.

Quelle que soit l'origine du vinaigre distillé, il est toujours trop faible pour qu'on puisse le comparer au *vinaigre radical*.

En parlant du charbon (9e *leçon*, *page* 29), j'ai dit qu'il y a un procédé de carboniser le bois dans des cylindres de tôle, qui permet de recueillir le produit liquide de l'opération dans des récipiens qui communiquent aux cylindres; j'ai ajouté que ce produit est en grande partie formé d'une matière noire, huileuse, épaisse comme du goudron, et d'eau tenant en dissolution de l'acide acétique et une huile empyreumatique. La première se sépare de la seconde par la différence de densité. Quand le liquide aqueux est bien clair, on le décante, et on le sature avec de la craie; il se forme de l'acétate de chaux soluble, tandis que la matière huileuse qui n'était dissoute dans l'eau que par l'intermède de l'acide acétique se sépare en grande partie à la surface de la liqueur, d'où on l'enlève avec une écumoire. En mêlant l'acétate de chaux avec du sulfate de soude, il se précipite du sulfate de chaux, et il reste de l'a-

cétate de soude en dissolution qu'on fait cristalliser. Les cristaux de ce sel étant colorés par un reste d'huile, doivent être légèrement torréfiés et redissous dans l'eau. La nouvelle solution donne des cristaux assez purs.

Lorsqu'on veut s'en servir pour préparer un acide acétique concentré, on les dessèche, puis on les introduit dans une cornue de verre ou une tourille de grès ; on verse dessus de l'acide sulfurique concentré ; et en chauffant légèrement, l'acide acétique se distille.

Lorsqu'on veut obtenir de l'acide acétique étendu, on dissout l'acétate dans une quantité d'eau plus ou moins grande, puis on y ajoute assez d'acide sulfurique à 66° pour neutraliser la soude ; une grande partie de sulfate de soude se cristallise, tandis que l'acide acétique reste dans la liqueur ; on décante celle-ci, et on la distille ; le résidu est du sulfate de soude.

Si l'on tenait à avoir un acide acétique aussi concentré que possible, il faudrait le faire digérer avec de l'acétate de potasse desséché, puis le distiller de nouveau.

L'acide acétique obtenu par la distillation du bois est appelé pyroligneux, parce que long-temps on a cru que c'était un acide par-

ticulier à la distillation de la matière ligneuse.

Fourcroy et Vauquelin ont prouvé l'identité de l'acide pyroligneux et de l'acide acétique; et c'est d'après leur travail qu'on a préparé en grand l'acide acétique en distillant du bois.

VIII. USAGES.

L'acide acétique est employé en teinture à l'état d'acétate de fer, d'acétate de deutoxide de cuivre, d'acétate de plomb et d'acétate d'alumine.

IX. HISTOIRE.

On a cru pendant quelque temps que l'acide acétique obtenu de la distillation de l'acétate de cuivre était plus oxigéné que l'acide obtenu de la distillation des vinaigres; c'est pourquoi on nommait celui-ci *acide acéteux*. M. Adet, et ensuite Darracq, ont prouvé qu'ils sont identiques l'un à l'autre; enfin Fourcroy et Vauquelin ont rendu un vrai service aux arts en démontrant que l'acide pyroligneux n'est que de l'acide acétique uni à une huile empyreumatique.

ACIDE GALLIQUE.

§ Ier.

ACIDE GALLIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes	
Oxigène	37,66	3	300,00
Carbone. . . .	57,64	6	459,18
Hydrogène . .	4,70	6	37,44
	100,00	poids at.	796,62

Compositions équivalentes :

Eau	3
Carbone.	6

ou

Oxide de carbone. . .	3
Hydrogène bicarboné.	3

ou

Oxigène	3
Hydrogène quadrocar.	2

100 parties d'acide gallique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 12,55 d'oxigène.

II. NOMENCLATURE.

Gallique dérive de *galle* (*noix de*), excrois-

sance qui se développe sur l'écorce d'un chêne de l'Asie mineure, à la suite des piqûres d'un insecte du genre *cynips*.

III. PROPRIÉTÉS.

Je ne crois pas qu'on ait obtenu cet acide à l'état anhydre.

IV. ÉTAT NATUREL.

L'acide gallique existe dans la noix de galle, dans les écorces de toutes les espèces de chêne, dans le sureau, etc.; il est toujours, ou presque toujours, libre de toute combinaison avec les bases salifiables.

§ II.

ACIDE GALLIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

Elle n'a point été déterminée.

II. NOMENCLATURE.

Acide gallique cristallisé.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est sous la forme de petites aiguilles trans-

parentes et absolument incolores, qui passent généralement pour se volatiliser sans altération.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

Suivant Richter, l'acide gallique hydraté exige pour se dissoudre 20 parties d'eau froide et 3 parties d'eau bouillante.

Il est plus soluble dans l'alcool : aussi une solution alcoolique concentrée se trouble-t-elle quand on y ajoute de l'eau.

L'acide gallique précipite l'acétate de plomb en flocons parfaitement blancs.

Lorsqu'on fait passer sa solution bouillie dans des cloches pleines de mercure, et qu'on y ajoute ensuite, en évitant autant que possible le contact de l'air, de la potasse, de la soude, de l'ammoniaque, de l'eau de chaux, de l'eau de strontiane, de l'eau de baryte, on obtient avec les trois premières bases des gallates très-solubles, et avec les trois dernières des gallates insolubles sous la forme de flocons blancs.

L'acide gallique, versé dans la solution d'un sel de peroxide de fer, développe une couleur bleue qu'on a attribuée généralement à un

gallate de peroxide. Cette opinion est loin d'être prouvée.

L'acide gallique dissout le fer avec effervescence et sans se colorer.

La solution d'acide gallique ne précipite pas la gélatine.

Les acides sulfurique et hydrochlorique faibles ne l'altèrent pas.

B. *Cas où il s'altère profondément.*

L'acide sulfurique concentré le décompose.

L'acide nitrique colore la solution d'acide gallique en pourpre, puis en jaune; il se dégage de la vapeur nitreuse ou du gaz nitreux; l'acide gallique est décomposé.

Lorsqu'on le soumet à la distillation dans une petite cornue, il se fond; il se dégage de l'eau, quelques vapeurs huileuses, et la plus grande partie de l'acide se sublime en aiguilles; il ne reste qu'une trace de charbon, au moins quand les vapeurs se condensent promptement. On considère généralement le sublimé comme de l'acide gallique non altéré; cependant il m'a paru différer à certains égards de l'acide gallique parfaitement pur obtenu par la voie humide.

Si on fait passer de l'acide gallique dans un

tube rouge, il est décomposé en charbon, en gaz inflammable et en acide carbonique.

La solution aqueuse d'acide gallique se décompose spontanément; la solution brunit.

Cet acide éprouve les altérations les plus remarquables lorsqu'il est à la fois en contact avec l'eau, un alcali puissant et le gaz oxigène. Pour s'en convaincre, il suffit de faire arriver du gaz oxigène dans des cloches de verre placées sur le mercure, et qui contiennent des gallates alcalins préparés sans le contact de l'air, ainsi que je l'ai dit plus haut. Voici le résultat de plusieurs expériences que j'ai faites avec quelque soin en 1820 :

1 centimètre cube d'eau contenant $0^{gr.},2$ d'acide gallique et $0^{gr.},1$ d'hydrate de potasse, absorbèrent assez rapidement 19^{cc} de gaz oxigène, et prirent en même temps une couleur verte. Ayant ajouté $0^{gr.},2$ d'hydrate de potasse, la liqueur passa au rouge, et finit par absorber une quantité d'oxigène qui s'éleva à 58^{cc}.

1 gramme de surhydrate de baryte que je fis passer dans 3 centimètres cubes d'eau contenant $0^{gr.},2$ d'acide gallique, forma un gallate floconneux qui devint ensuite grenu. Cette liqueur absorba dans une heure $17^{cc},5$ d'oxigène,

et se colora en rouge; il se produisit $4^{cc},5$ d'acide carbonique.

Il résulte de ces expériences et de plusieurs autres que je ne rapporte pas,

1° Que les gallates d'ammoniaque, de potasse, de soude, de baryte, de strontiane et de chaux ne peuvent exister que hors du contact de l'oxigène.

2° Que dès que ces gallates dissous ou très-divisés au milieu de l'eau ont le contact de l'air, ils absorbent l'oxigène; s'ils sont neutres ou peu alcalins, l'absorption, dans une durée de quelques heures, est au minimum, et la couleur développée est le bleu ou le vert, qui ensuite passe peu à peu au brun jaunâtre, tandis que, s'ils sont avec excès de base, l'absorption est au maximum dans le même temps, et la couleur développée est le rouge, qui passe ensuite peu à peu au jaune fauve.

3° Dans cette absorption, il se produit une quantité d'acide carbonique qui est loin de représenter tout l'oxigène absorbé.

4° L'acide gallique, en s'altérant autant que possible dans ces circonstances, donne naissance à une matière colorée très-acide, et assez astringente pour précipiter fortement la gélatine.

C'est cette grande combustibilité de l'acide gallique qui me fait croire à la possibilité que lorsqu'il développe une couleur bleue avec un sel de peroxide de fer, celui-ci soit désoxigéné, et l'acide gallique altéré.

Nous verrons qu'un grand nombre de principes colorans solubles dans l'eau se comportent avec les alcalis et l'oxigène à la manière de l'acide gallique; de sorte que le résultat des expériences dont je viens de parler est susceptible d'être très-généralisé.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore; sa saveur est aigre sans astriction.

VI. PRÉPARATION.

On fait infuser dans 8 à 10 parties d'eau 1 partie de noix de galle réduite en poudre; on filtre l'infusion dans un flacon qui ne doit en être rempli qu'aux trois quarts; on le ferme, et on l'abandonne dans un lieu dont la température varie de 15 à 20°; il se dépose d'abord un sédiment, que j'ai signalé comme une matière nouvelle en 1814, et à laquelle M. Braconnot a donné, en 1818, le nom d'*acide ellagique;* il se produit des moisissures. Quand on juge la dé-

composition assez avancée, on expose le flacon à quelques degrés au-dessus de zéro ; il se précipite alors de l'acide gallique du plus beau blanc, on jette le liquide sur un filtre de manière que le sédiment et les moisissures seulement restent dans le flacon ; on recueille l'acide gallique sur un filtre de papier Joseph lavé préalablement à l'acide hydrochlorique; et en le dissolvant dans l'eau, passant la solution dans un filtre pareillement lavé, la faisant évaporer, on obtient des cristaux incolores.

Je ne connais pas de procédé qui donne un acide gallique aussi pur. J'en ai préparé qui avait la blancheur de l'amidon. J'ai obtenu également un produit assez pur en traitant l'extrait de noix de galle par l'eau seulement.

En général, la pureté de l'acide gallique se reconnaît à sa blancheur, et aussi en ce qu'il n'a pas la propriété de troubler la gélatine, ou plutôt la dissolution de colle de poisson; dans ce cas, il retiendrait de la matière astringente.

D'un autre côté, il doit précipiter l'acétate de plomb en flocons blancs. Si le précipité était coloré en fauve et en jaune, l'acide gallique retiendrait de cette matière que j'ai décrite en

1814, et que j'ai reconnue être le principe colorant jaune de la noix de galle.

VII. USAGES.

L'acide gallique à l'état de pureté ne sert point en teinture; mais la noix de galle, le sumac, l'écorce de chêne, etc., etc., en un mot tous, ou presque tous les astringens qui sont employés dans la teinture en noir ou dans la fabrication de l'encre, contiennent de l'acide gallique; et c'est par la réaction de ce dernier sur le peroxide de fer qu'ils donnent lieu à des combinaisons qui paraissent noires, mais qui sont réellement d'un bleu foncé si elles ne contiennent pas de matière rouge ou de matière jaune; mais l'acide gallique seul avec le peroxide de fer ne peut teindre les étoffes en noir.

C. ACIDES ÉQUIVALENS A { *Hydrogène, Eau, Carbone.*

ACIDE PHOCÉNIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	26,03	3	300,00
Carbone	66,39	10	765,30
Hydrogène	7,58	14	87,36
	100,00	poids at.	1152,66

100 parties d'acide saturent une quantité d'oxide qui contient 8,65 d'oxigène, c'est-à-dire le tiers du sien.

Composition de l'acide hydraté.

Acide	91
Eau	9
	100

II. PROPRIÉTÉS DE L'ACIDE PHOCÉNIQUE HYDRATÉ.

Il est liquide, et ne se congèle pas à — 9°. Il entre en ébullition au-dessus de 100°.

A 28°, sa densité est de 0,932.

Il est incolore.

Il a une odeur très-forte qui participe de celles de l'acide acétique et du beurre fort.

100 parties d'eau n'en dissolvent que 5p.,5.

Il est très-soluble dans l'alcool.

Chauffé avec le contact de l'air, il brûle à la manière des huiles volatiles.

III. HISTOIRE ET PRÉPARATION.

Je le découvris, en 1817, dans l'huile des dauphins et des marsouins, et en 1818 je le retrouvai dans les baies du *viburnum opulus*.

On le retire du savon d'huile de dauphin ou de marsouin. On décompose ce savon par l'acide tartrique au milieu d'une suffisante quantité d'eau ; on sépare la partie grasse ; et après l'avoir lavée à plusieurs reprises, et ajouté le lavage à la partie aqueuse du savon décomposé, on distille ; l'acide phocénique passe dans le récipient avec une certaine quantité d'eau. En neutralisant ce produit par la baryte, le faisant concentrer suffisamment, puis le décomposant par l'acide phosphorique concentré dans un vase étroit, on obtient l'acide phocénique hydraté.

ACIDE BUTIRIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	30,58	3 . . .	300,00
Carbone	62,42	8	612,24
Hydrogène. . .	7,00	11 . . .	68,64
	100,00	poids at.	980,88

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide contenant 10,3 d'oxigène, c'est-à-dire le tiers de celui qu'il contient.

Composition de l'acide hydraté.

Acide.	89,6.
Eau.	10,4.

II. PROPRIÉTÉS DE L'ACIDE BUTIRIQUE HYDRATÉ.

Il a l'aspect de l'acide phocénique; il ne se congèle pas à — 9°. Il exige plus de 100° pour bouillir.

A 10°, sa densité est de 0,9675.

Quoique son odeur ait de l'analogie avec celle de l'acide phocénique, cependant, quand on a senti les deux, il est aisé de reconnaître chacune d'elles.

Il est dissous par l'eau en toutes proportions.

III. HISTOIRE.

Je le reconnus dans le savon de beurre, en 1814; mais je ne parvins à l'obtenir pur qu'en 1818.

ACIDE CAPROÏQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . .	22,44	3 . . .	300,00
Carbone. .	68,69	12 . . .	918,36
Hydrogène.	8,87	19 . . .	118,56
	100,00	poids at.	1336,92

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 7,57 d'oxigène.

Composition de l'acide hydraté.

Acide.	100
Eau.	8,66.

II. PROPRIÉTÉS DE L'ACIDE CAPROÏQUE HYDRATÉ.

Il est encore liquide à — 9°. Il bout au-dessus de 100°, et se volatilise sans s'altérer.

A 26°, sa densité est de 0,922.

Son odeur est celle de la sueur.

160 parties d'eau n'en dissolvent pas 1,04 complètement.

L'alcool le dissout en toutes proportions.

III. HISTOIRE.

Je le découvris en 1818 dans le savon de beurre.

ACIDE CAPRIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . .	16,25	3 . . .	300,00
Carbone. . .	74,00	18 . . .	1377,54
Hydrogène. .	9,75	29 . . .	180,96
	100,00	poids at.	1858,50

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 5,38 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS DE L'ACIDE CAPRIQUE HYDRATÉ.

Jusqu'à 17° il se présente en petites aiguilles transparentes incolores. A une température plus élevée, il est liquide. Il est volatil.

A 18°, sa densité est de 0,9103.

Il a l'odeur de l'acide caproïque, avec une légère odeur de bouc.

100 parties d'eau ne peuvent dissoudre complètement 0p.,15 de cet acide.

Il est soluble en toutes proportions dans l'alcool.

III. HISTOIRE.

Je le découvris en 1818 dans le savon de beurre.

ACIDE STÉARIQUE.

§ 1er.

ACIDE STÉARIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	7,46	5	500,0
Carbone.	79,96	70 . . .	5357,1
Hydrogène . . .	12,58	135 . . .	842,4
	100,00	poids at.	6699,5

II. NOMENCLATURE.

Le mot *stéarique* dérive du grec στεαρ, suif,

parce que c'est de cette matière qu'on retire l'acide stéarique après l'avoir soumise à la saponification.

III. PROPRIÉTÉS.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3 parties d'oxigène ; l'oxigène de l'acide est donc à celui de la base :: 2,5 : 1.

L'acide stéarique anhydre est inconnu. Jusqu'ici on n'a étudié que l'acide hydraté et les stéarates.

IV. ÉTAT NATUREL.

L'acide stéarique existe dans tous les savons qui ont été préparés avec des matières grasses contenant la substance que j'ai appelée stéarine de mouton.

Je l'ai trouvé dans la bile de quelques animaux et dans une matière appelée improprement *cire de la Cochinchine*, qui est une vraie stéarine.

V. HISTOIRE.

Je le découvris en 1816.

§ II.

ACIDE STÉARIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide stéarique. .	96,6	1. . . .	6699,50
Eau.	3,4	2. . . .	224,96
	100,00	poids at.	5924,46

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible à 70°, et volatil dans le vide sans décomposition.

L'acide fondu cristallise par le refroidissement en belles aiguilles brillantes entrelacées.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

Il est insoluble dans l'eau.

Il est dissous dans l'alcool bouillant en toutes proportions.

1 partie d'alcool d'une densité de 0,794, chauffée avec 1 partie d'acide, forment une solution qui ne se trouble qu'à 50°, et qui à 45° est prise en masse.

Lorsqu'il se sépare lentement d'une solution alcoolique, il cristallise en larges écailles blanches brillantes.

1 partie d'acide est dissoute à chaud par 1 partie d'éther d'une densité de 0,727.

L'acide sulfurique concentré s'unit à l'acide stéarique hydraté fondu sans l'altérer. L'eau, appliquée à la combinaison, dissout le premier à l'exclusion du second.

Il forme avec les bases salifiables des sels qui sont bien caractérisés.

Il est, au reste, facile de prouver l'acidité de ce corps : c'est en le fondant sur un papier *humide* de tournesol; la couleur rouge de cette matière colorée est mise à nu, parce que l'acide stéarique s'empare de l'alcali qui la rendait bleue. Si l'on ajoute à une solution d'acide stéarique, dans de l'alcool qui ne soit pas trop concentré, de la teinture aqueuse de tournesol avec précaution, elle passera au rouge par la même raison.

Si le papier de tournesol est sec, l'acide stéarique fondu le pénètre sans le rougir; l'affinité de l'acide pour la base alcaline du tournesol ne peut surmonter celle de cette base pour la matière colorante, lorsque ces deux derniers

corps sont à l'état solide, et qu'il n'y a pas d'eau qui agisse pour affaiblir la cohésion de leurs particules.

Si l'acide était dissous dans de l'alcool d'une densité de 0,792, on aurait le même résultat, parce que l'extrait de tournesol qu'on y verserait serait précipité en petits flocons bleus; mais en ajoutant assez d'eau pour surmonter l'insolubilité des flocons, la couleur rouge se développerait. Dans le cas où l'on ajouterait trop de liquide, la couleur rouge ne paraîtrait pas. Nous en verrons la cause lorsque nous traiterons des stéarates de potasse.

L'acide stéarique absorbe le gaz ammoniac en proportion définie à une très-douce température.

B. *Cas où il perd son eau.*

Il suffit de le chauffer avec du massicot pour que l'eau de l'hydrate soit mise en liberté.

C. *Cas où il s'altère profondément.*

A 100°, l'acide sulfurique décompose l'acide stéarique; il se dégage du gaz acide sulfureux; du charbon est mis à nu.

L'acide nitrique bouillant le décompose, mais

assez difficilement; il se produit deux acides inflammables, dont l'un est inaltérable, et l'autre est encore liquide à zéro.

L'acide stéarique distillé dans une cornue sous la pression ordinaire, se sublime pour la plus grande partie; mais le reste est réduit en acide carbonique, en gaz inflammable, en eau, en un acide volatil et en une matière huileuse.

Il brûle à la manière de la cire, mais avec une flamme plus alongée.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore et insipide.

V. USAGES.

A l'état libre, il peut être brûlé sous forme de bougie.

A l'état salin, il est un des principes constituans des savons de graisses.

ACIDE MARGARIQUE.

§ Ier.

ACIDE MARGARIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . .	9,07	3 . . .	300,0
Carbone . .	78,67	34 . .	3602,0
Hydrogène.	12,26	65 . . .	405,6
	100,00	poids at.	4307,6

II. NOMENCLATURE.

Margarique dérive du grec μαργαριτης, perle, à cause de son aspect nacré.

III. PROPRIÉTÉS.

100 parties d'acide margarique neutralisent une quantité d'oxide contenant 3 d'oxigène ou le tiers du sien.

L'acide margarique à l'état anhydre est inconnu. On ne l'a étudié qu'à l'état d'hydrate et de sel.

IV. ÉTAT.

Il se trouve dans tous les savons qui ont été

préparés avec une matière grasse contenant la substance que j'ai appelée *stéarine d'homme.*

V. HISTOIRE.

Je le décrivis en 1813, sous le nom de *margarine.*

§ II.

ACIDE MARGARIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.
Acide	96,6	1 4307,60
Eau	3,4	1 112,48
	100,0	poids at. 4420,08

II. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés physiques, chimiques et organoleptiques de cet acide ont les plus grands rapports avec celles de l'acide stéarique; il n'en diffère que par sa fusibilité, qui a lieu à 60°, et parce qu'il contient une plus grande quantité d'oxigène.

J'aurais vivement désiré pouvoir démontrer par l'expérience que l'acide margarique n'est que de l'acide stéarique uni à une matière qui

lui donne plus de fusibilité, et qui contient plus d'oxigène que lui; malheureusement mes essais ont été infructueux, et je me serais éloigné des principes qui m'ont constamment dirigé dans mes recherches expérimentales, si je les avais confondus en une seule espèce.

III. ÉTAT.

Il existe principalement dans le savon de graisse humaine.

IV. PRÉPARATION.

Je n'en parlerai qu'en traitant de celle de l'acide oléique.

V. USAGES.

L'acide margarique hydraté peut servir à l'éclairage comme le précédent. Il existe dans la plupart des savons qu'on emploie dans les arts, particulièrement dans ceux de graisse animale et d'huile d'olive. D'après cela, on peut juger de son utilité.

ACIDE OLÉIQUE.

§ Ier.

ACIDE OLÉIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . . .	7,59	5 . . .	500
Carbone. . . .	81,32	70 . .	5357
Hydrogène . .	11,09	117 . . .	730
	100,00	poids at.	6587

II. NOMENCLATURE.

Oléique vient du latin *oleum*, huile. Ce nom lui a été donné à cause de son aspect, et parce qu'il est produit en plus grande quantité par les substances huileuses dans lesquelles l'*oléine* domine, qu'il ne l'est par les graisses dans lesquelles les stéarines dominent.

III. PROPRIÉTÉS.

100 parties d'acide oléique neutralisent une quantité d'oxide salifiable qui contient 3 d'oxigène, conséquemment l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 2,5 : 1.

A l'état anhydre, il est inconnu. On ne l'a étudié qu'à celui d'hydrate et de sel.

IV. ÉTAT NATUREL.

Je l'ai trouvé dans la bile des mammifères en quantité notable; mais on l'extrait presque toujours des savons qui ont été fabriqués avec des huiles, ou plutôt avec des matières grasses abondantes en oléine.

V. USAGES.

Il pourrait dans l'éclairage remplacer l'huile.

Il est employé dans les arts à l'état de sel ou de savon.

C'est sa prédominance dans les savons mous à base de potasse qui rend ces sortes de savons précieux pour certains usages.

VI. HISTOIRE.

Je le décrivis à l'état hydraté, sous le nom de graisse fluide, en 1813.

§ II.

ACIDE OLÉIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide	96,2	1. . . .	6587,00
Eau	3,8	2. . . .	224,96
	100,0	poids at.	6811,96

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est encore liquide à quelque degrés au-dessous de zéro.

Il se volatilise dans le vide sans altération.

Sa densité est de 0,898.

A l'état de pureté, il est incolore.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

Il est insoluble dans l'eau.

Il est soluble en toutes proportions dans l'alcool d'une densité de 0,822; l'eau, mêlée à la solution, en précipite l'acide.

Il s'unit en toutes proportions à l'aide de la chaleur, aux acides margarique et stéarique.

A froid, il s'unit sans s'altérer à l'acide sulfurique concentré.

Il rougit le papier de tournesol humide, et sa solution dans l'alcool faible rougit la teinture de tournesol; il se comporte d'ailleurs avec ce réactif comme les précédens.

B. *Cas où il perd son eau.*

Légèrement chauffé avec le protoxide de plomb sec, il laisse dégager son eau d'hydratation.

C. *Cas où il est altéré.*

L'acide oléique, distillé dans une cornue de verre avec le contact de l'air, donne un produit huileux qui se colore peu à peu en jaune, une huile brune, du gaz acide carbonique, et de l'hydrogène carboné : il ne reste qu'un atome de charbon dans la cornue.

L'eau appliquée au produit liquide en extrait de l'acide acétique, et peut-être de l'acide sébacique. Ce qui ne se dissout pas est presque entièrement formé d'acide oléique.

L'acide oléique, chauffé avec le contact de l'air, prend feu, et brûle à la manière des huiles grasses, mais avec une flamme plus alongée, à cause de sa volatilité.

A 100°, l'acide sulfurique décompose rapidement l'acide oléique; du charbon est mis à nu.

L'acide nitrique à 32° bouillant se comporte avec l'acide oléique à peu près comme il se comporte avec l'acide stéarique, sauf que l'action est plus vive.

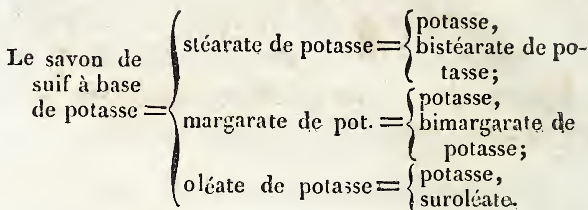
IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une légère saveur et une odeur de rance.

V. PRÉPARATION DES ACIDES STÉARIQUE, MARGARIQUE ET OLÉIQUE.

Il faut commencer par se procurer du savon de suif; on y parvient facilement en chauffant 4 parties de suif avec 4 parties d'eau tenant 1 partie de potasse caustique en dissolution; on remplace l'eau à mesure qu'elle s'évapore. Lorsque le savon est bien fait, ce qu'on reconnaît à ce qu'il est entièrement soluble à chaud, on cesse de chauffer, et on attend qu'il soit bien séparé de son eau-mère, afin de mettre celle-ci de côté.

Premier procédé.



Si on y ajoute une quantité d'eau qui ne soit pas trop grande, il l'absorbe sans se dénaturer; mais le liquide exerce toujours sur la potasse une certaine affinité qui affaiblit celle du bistéarate, du bimargarate et du suroléate pour la potasse qui les neutralise. Si on ajoute une plus grande quantité d'eau, qu'on agite bien les matières, ou, mieux encore, si l'on verse dans une grande quantité de ce liquide froid le savon qu'on aura fait dissoudre préalablèment dans de l'eau bouillante, il arrivera que peu à peu la plus grande partie du stéarate et du margarate, et une très-faible quantité d'oléate, seront réduites 1° en potasse qui restera en dissolution avec la plus grande partie de l'oléate, 2° en bistéarate, bimargarate et suroléate qui se précipiteront à l'état d'une *matière nacrée*. Jamais on ne parvient à obtenir la séparation complète du bistéa-

rate et du bimargarate de potasse que le savon pourrait donner, par la raison que l'oléate de potasse, plus la potasse, ont une telle affinité pour eux, qu'une portion reste en dissolution. Aussi observe-t-on qu'en neutralisant l'excès de l'alcali mis à nu, on favorise le dépôt d'une nouvelle quantité de *matière nacrée;* mais, encore une fois, par ce moyen on ne parvient jamais à isoler la totalité des acides stéarique et margarique de l'acide oléique.

Je suppose qu'on soit parvenu au point d'avoir une liqueur qui ne donne plus de *dépôt nacré*, alors on la fera concentrer après l'avoir filtrée; et en y versant de l'acide hydrochlorique, on en séparera les acides stéarique, margarique et oléique à l'état d'un liquide huileux. En exposant celui-ci à des températures de plus en plus basses, en ayant le soin de séparer chaque fois la partie solide de la partie liquide, on finira par obtenir de l'acide oléique qui ne se congèle qu'à plusieurs degrés au-dessous de zéro.

Je reprends maintenant le traitement de la matière nacrée formée de bistéarate, de bimargarate et d'une petite quantité de suroléate de potasse. Pour comprendre la séparation de ces

deux corps, il faut savoir que ce bimargarate de potasse, et surtout le suroléate, sont plus solubles dans l'alcool que ne l'est le bistéarate de potasse. Il en résulte que si vous traitez la *matière nacrée sèche* par de l'alcool bouillant; par exemple si vous faites trois traitemens en employant chaque fois 10 parties d'alcool pour une de matière nacrée, vous la dissoudrez toute, ou presque toute; l'alcool, en se refroidissant, déposera du bistéarate et du bimargarate, mais retiendra la plus grande partie du suroléate avec un peu de bistéarate et une certaine proportion de bimargarate. En traitant le dépôt par l'alcool, comme la première fois, on finira par obtenir du bistéarate dont l'acide est fusible à 70°. D'un autre côté, lorsqu'on aura un bimargarate dont l'acide n'éprouvera pas de changement dans sa fusibilité de 60°, après qu'on l'aura eu soumis à plusieurs traitemens alcooliques, on aura le bimargarate pur. On obtiendra les acides stéarique et margarique hydratés en décomposant le bistéarate et le bimargarate par l'acide hydrochlorique.

Deuxième procédé. — On peut arriver à séparer le stéarate et le margarate de l'oléate de potasse d'une manière plus expéditive, en

traitant le savon desséché par de l'alcool d'une densité de 0,822 froid. Celui-ci dissout beaucoup mieux l'oléate de potasse qu'il ne dissout le margarate et le stéarate; on fait donc réagir les corps; et lorsque l'alcool est saturé, on le décante, et on le remplace par de nouvel alcool, et cela jusqu'à ce que ce liquide ne dissolve presque plus rien. Alors on a un résidu formé de stéarate et de margarate neutres, et de très-peu d'oléate également neutre. En le traitant par l'alcool bouillant comme la *matière nacrée,* on isole les sels l'un de l'autre. Quant à la solution qui contient la plus grande partie de l'oléate, on la fait évaporer à sec; et en appliquant de l'alcool au résidu on en sépare une certaine quantité de margarate : en faisant ensuite évaporer la nouvelle solution et traitant la matière qu'elle a laissée par l'eau et l'acide hydrochlorique, on obtient un acide oléique que l'on expose au froid, comme il a été dit plus haut.

Troisième procédé. — On peut encore, en soumettant à la presse les acides séparés du savon par l'acide hydrochlorique, les réduire 1° en une matière fusible de 50 à 55° environ, composée d'acides stéarique et margarique et d'une très-petite quantité d'acide oléique; 2° en

une matière liquide formée d'acide oléique et d'une petite quantité d'acides margarique et stéarique.

REMARQUES.

Le savon de graisse humaine ne contient que de l'oléate et du margarate.

Si l'on voulait se procurer de l'*acide oléique* sans vouloir obtenir d'acide stéarique, il serait préférable d'employer le savon de graisse de porc plutôt que celui de suif.

ACIDE RICINIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.
Oxigène.	16,58
Carbone.	73,56
Hydrogène.	9,86
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

Il est fusible à 22° en un liquide incolore qui se prend en masse solide cristalline. Il se volatilise à une température plus élevée.

Il est insoluble dans l'eau.

A 12°, 1 partie d'alcool à 40° en dissout 4 d'acide.

A 12°, 1 partie d'éther à 58° en dissout 3 d'acide.

Le ricinate de magnésie est soluble dans l'alcool, et cristallisable.

III. HISTOIRE.

Il a été découvert par MM. Bussy et Lecanu, dans le produit de la distillation de l'huile de ricin. Il s'y trouve avec un autre acide que ces chimistes ont nommé *élaïodique*.

Ce dernier est liquide; il se prend en masse à quelques degrés au-dessous de zéro.

Il a beaucoup d'analogie avec l'acide oléique, mais il s'en distingue parce que les combinaisons qu'il forme avec la magnésie et l'oxide de plomb sont solubles dans l'alcool.

ACIDE MARGARITIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.
Oxigène	18,60
Carbone	70,50
Hydrogène	10,90
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

Il est en paillettes nacrées qui ne se fondent qu'au-dessus de 130°.

Il est insoluble dans l'eau, et soluble dans 3 parties d'alcool bouillant.

III. HISTOIRE.

Il a été découvert par MM. Bussy et Lecanu dans le savon d'huile de ricin ; il y est accompagné des acides ricinique et élaïodique.

ACIDE BENZOÏQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . . .	19,70	1. . . .	100,00
Carbone. . . .	75,38	5. . . .	382,65
Hydrogène . .	4,92	4. . . .	24,96
	100,00	poids at.	507,61

II. PROPRIÉTÉS DE L'ACIDE.

100 parties neutralisent une quantité d'oxide qui contient 6,67 d'oxigène.

Il est en belles aiguilles blanches brillantes quand il a été sublimé avec soin.

Il se volatilise presque complètement.

Il est bien plus soluble dans l'alcool que dans l'eau.

Il faut, pour en dissoudre 1 partie, 12 parties d'eau bouillante, et 200 au moins d'eau à 16°.

Cette solution rougit la teinture de tournesol.

Il est très-inflammable.

III. PRÉPARATION.

On l'extrait ordinairement du benjoin, soit en le chauffant avec précaution dans un appareil sublimatoire, soit en le traitant par un lait de chaux; on obtient un benzoate calcaire soluble, que l'on décompose ensuite par l'acide hydrochlorique.

ACIDE SUBÉRIQUE.

I. COMPOSITION.

	Bussy.
Oxigène.	34,00
Carbone.	58,33
Hydrogène	7,67
	100,00

M. Bussy a fait cette analyse sur l'acide subérique qui avait été fondu, puis séché à 100°; mais il est bien probable qu'il était hydraté.

II. PROPRIÉTÉS.

D'après M. Bussy, 100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 17,71 d'oxigène.

Il est cristallisable en petites aiguilles absolument incolores.

Il est volatil.

Il a une saveur acide qui n'est pas amère.

Il tache le papier à la manière d'une graisse.

1 partie d'acide exige pour se dissoudre 30 parties d'eau à 60°, et 80 parties d'eau froide.

Il est plus soluble dans l'alcool que dans l'eau.

III. PRÉPARATION.

On le prépare en traitant par l'acide nitrique le liége, ou, ainsi que je m'en suis assuré, les épidermes de bouleau, de cerisier, de prunier, etc., etc.

ACIDE MALIQUE.

I. COMPOSITION.

	Vauquelin.
Oxigène.	54,9
Carbone.	28,3
Hydrogène	16,8
	100,00

On voit que l'hydrogène est dans une proportion plus forte que celle qui est nécessaire pour neutraliser l'oxigène; mais il faut avouer que les propriétés de cet acide le rapprochent de ceux qui contiennent un excès d'oxigène, ainsi que M. Thénard l'a déjà fait remarquer.

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 11 parties d'oxigène.

Il est cristallisable en mamelons.

Il est plus dense que l'eau.

Il a une saveur acide prononcée analogue à celle des acides citrique et tartrique.

Il est déliquescent, et par conséquent très-soluble dans l'eau; il l'est moins dans l'alcool.

L'acide nitrique le convertit en acide oxalique.

Il précipite l'acétate de plomb, mais ne précipite pas son nitrate.

Il ne trouble pas le nitrate d'argent.

Il se décompose par la distillation, et donne, entre autres produits, deux acides; l'un est liquide, et l'autre est solide : ce dernier est l'acide pyromalique.

III. ÉTAT NATUREL.

Il existe dans un grand nombre de végétaux, notamment dans les pommes vertes, le suc de joubarbe, celui des fruits du sorbier, etc., etc.; il fut découvert en 1785 par Schéèle.

Il y a un assez grand nombre d'autres acides ternaires qu'on croit formés d'oxigène, de carbone et d'hydrogène, mais qui n'ont point encore été analysés. Nous allons en passer la plupart rapidement en revue.

ACIDE PYROMALIQUE.

On a donné ce nom à un acide qu'on obtient à l'état solide en faisant évaporer le produit liquide aqueux de la distillation de l'acide malique.

Cet acide cristallise en aiguilles ou en prismes.

Il se fond à 47°,5, et cristallise par le refroidissement.

1 partie exige pour se dissoudre 2 parties d'eau à 10°.

Cette solution ne précipite pas l'eau de chaux.

Il est très-soluble dans l'alcool.

5,168 de cet acide sature 1 d'oxigène dans les oxides salifiables.

Il a été aperçu par M. Braconnot, et examiné par M. Lassaigne.

ACIDE PYROTARTRIQUE.

Il est concret, il est fusible, et une partie se volatilise sans décomposition.

Il est très-soluble dans l'eau. Cette solution cristallise.

Il a été découvert par Rose.

ACIDE MÉCONIQUE.

Cet acide a été découvert par M. Sertuerner dans l'extrait d'opium.

Il cristallise en aiguilles ou en lames carrées, ou en petits octaèdres disposés en végétation.

Il est fusible à 125°, et sublimable ensuite.

Il est très-soluble dans l'alcool et l'eau.

Il ne précipite pas les eaux de chaux et de baryte.

Il développe une belle couleur rouge avec la dissolution de peroxide de fer.

ACIDE IGASURIQUE.

MM. Pelletier et Caventou ont donné ce nom à un acide qu'ils croient nouveau, et qu'ils ont trouvé dans la fève de Saint-Ignace, où il est uni à la strichnine.

Cet acide cristallise.

Il est très-soluble dans l'eau et l'alcool.

L'igasurate d'ammoniaque, versé dans un sel de cuivre, le fait passer au vert, et peu à peu il se dépose un sel d'un blanc verdâtre.

ACIDE PECTIQUE.

M. Braconnot a extrait cet acide, qui possède plusieurs propriétés remarquables, d'un assez grand nombre de substances, telles que les tubercules de dahlia et de topinambour, le navet, la carotte, la racine de scorsonère, les couches qui se trouvent immédiatement sous l'écorce colorée des arbres, les fruits et les graines, les tiges et les feuilles des plantes herbacées.

Son caractère principal est de former avec l'eau une gelée incolore, inodore, légèrement acide au papier de tournesol.

Il ne se dissout dans l'eau, même bouillante, qu'en petite quantité; la solution faite à chaud ne se trouble pas par le refroidissement, mais l'acide se sépare en gelée si on y ajoute un acide, du sucre, de l'alcool ou un sel quelconque.

L'acide nitrique le décompose en acides saccholactique et oxalique.

33 parties d'acide pectique neutralisent 1 partie d'oxigène dans les oxides salifiables.

M. Braconnot prescrit, pour le préparer, de traiter par de l'eau aiguisée de potasse le marc de carotte dont on a séparé le suc, et qu'on a ensuite lavé; il se forme un pectate soluble qu'on passe dans une toile; on le précipite par de l'hydrochlorate de chaux très-étendu; le pectate de chaux est lavé, puis décomposé par de l'eau aiguisée d'acide hydrochlorique, qui dissout la chaux et un peu d'amidon.

ACIDE MORIQUE.

Klaproth, en 1803, a retiré d'un sel calcaire recueilli sur l'écorce du mûrier blanc un acide cristallisable en aiguilles blanches, en partie volatil sans altération et très-soluble dans l'eau et l'alcool.

ACIDE MELLITIQUE.

Klaproth l'a extrait de la *pierre de miel*, où il est uni à de l'alumine.

Il cristallise en petits prismes durs ou en aiguilles fines.

Il n'est pas très-soluble dans l'eau.

Il précipite les eaux de chaux, de baryte et de strontiane, l'acétate de plomb et le nitrate de mercure.

Il forme un surmellitate de potasse peu soluble qui se distingue du bioxalate de potasse par la propriété de précipiter l'alun.

ACIDE KINIQUE.

Il cristallise difficilement en lames.

Il est décomposable par l'action de la chaleur.

Il est soluble dans l'eau.

Il ne précipite pas les nitrates d'argent, de mercure et de plomb, ni l'eau de chaux.

On ne l'a trouvé jusqu'à présent qu'à l'état de kinate de chaux dans les quinquinas. Une fois qu'on a ce sel, on le décompose par l'acide oxalique.

ACIDE LACCIQUE.

M. John a retiré cet acide de la laque en bâton; il a traité celle-ci par l'eau; il a évaporé le liquide à sec, a traité le résidu par l'alcool. L'extrait alcoolique a été traité par l'éther; le résidu de cette dissolution, évaporée à sec, l'a été par l'alcool, et la solution qui en est résultée a été mêlée avec de l'eau pour en séparer de la résine. L'eau retient l'acide laccique uni à un peu de potasse et de chaux. Au moyen de l'acétate de plomb, on obtient un laccate insoluble, qu'on décompose ensuite par l'acide sulfurique.

Il cristallise.

Il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther.

La solution aqueuse précipite les sels de peroxide de fer; elle ne trouble pas l'eau de chaux.

ACIDE CAMPHORIQUE.

Kosegarten observa en 1785 que l'acide nitrique, en réagissant à chaud sur le camphre,

produit un acide particulier que l'on a appelé *camphorique.*

Il cristallise en petits grains qui se disposent en barbes de plumes.

Il est en partie volatil sans éprouver de décomposition.

Il faut pour le dissoudre 10 parties d'eau bouillante et 100 parties d'eau à 19°.

Il paraît soluble en toutes proportions dans l'alcool bouillant.

ACIDE HIRCIQUE.

J'ai donné ce nom à un acide que j'ai retiré du savon de suif de mouton et de bouc.

Cet acide a l'odeur du bouc. Il est analogue aux acides phocénique, butirique, etc.

ACIDE CHOLESTÉRIQUE.

MM. Pelletier et Caventou ont considéré la matière qu'on obtient en faisant réagir l'acide nitrique sur la cholestérine comme un acide particulier.

Cette matière est en effet acide au tournesol; elle s'unit aux bases salifiables. Mais on n'a pas fait assez d'expériences pour qu'on puisse la considérer définitivement comme un principe immédiat pur.

ACIDE SÉBACIQUE.

M. Thénard a obtenu cet acide en traitant par l'eau chaude le produit de la distillation des graisses formées d'oléine et de stéarine. L'acide sébacique est dissous. On peut l'obtenir cristallisé en faisant évaporer l'eau de lavage.

Cet acide est fusible, peu soluble dans l'eau froide : il l'est davantage dans l'alcool.

Sa solution précipite l'acétate et le nitrate de plomb; l'acétate et le nitrate de protoxide de mercure; le nitrate d'argent.

ACIDE ROSACIQUE.

M. Proust a parlé le premier de cet acide, et l'a considéré comme le principe colorant rouge des urines que rendent les personnes attaquées de fièvres nerveuses ou intermittentes. Il a été

examiné par M. Vauquelin et M. Vogel de Munich.

Suivant M. Vauquelin, il ne contient pas d'azote.

ACIDES TERNAIRES FORMÉS DE { *Oxigène, Azote, Carbone.*

ACIDE CARBAZOTIQUE (*amer de Welter; amer au maximum de Chevreul*).

I. COMPOSITION.

	Liebig.	en atomes.	
Oxigène	47,205	15	1500,0
Azote	16,714	6	531,0
Carbone	36,081	15	1146,5
	100,000	poids at.	3177,5

Compositions équivalentes :

	atomes.
Acide nitrique	3.
Carbone	15.
Oxide de carbone	15.
Azote	6.

M. Liebig, auteur de cette analyse, n'admet pas d'eau d'hydratation dans l'acide carbazoti-

que qui a été séché à 100°. Si cette opinion est vraie, il est bien étonnant qu'un acide aussi énergique, soluble dans l'eau, cristallise au milieu de ce liquide sans en retenir en combinaison, ou sans former avec une portion un composé stable à 100°.

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3,265 d'oxigène.

Il est sous la forme d'aiguilles ou de lames d'un blanc tirant sur le jaune paille.

Lorsqu'on le chauffe, une partie se sublime sans décomposition; l'autre se réduit en acide carbonique, en acide hydrocyanique ou cyanogène, en gaz nitreux, et peut-être en acide nitreux, en gaz hydrogène carboné et en gaz azote. Si l'acide carbazotique est anhydre, il faut que celui qui nous a donné les résultats précédens n'ait pas été complètement desséché.

Il est remarquable par une amertume extrême.

Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Il précipite la gélatine.

Il forme des combinaisons solubles avec les eaux de chaux, de strontiane et de baryte.

Il en forme une très-peu soluble avec la

potasse; c'est pourquoi celle-ci précipite sa solution en petites aiguilles d'un jaune d'or.

Quand on concentre de l'acide carbazotique avec une solution de nitrate de potasse et de chlorure de potassium, on obtient du carbazotate de potasse.

Tous les carbazotates sont plus ou moins détonnans.

III. PRÉPARATION.

Il est un des résultats de la réaction de l'acide nitrique sur la soie, l'indigo, etc. Je ne parlerai de sa préparation qu'en traitant de l'indigo.

IV. HISTOIRE.

Il a été découvert par M. Welter, examiné par moi en 1809, et examiné en 1827 et 1828 par M. Lieibig et par M. Vöhler.

ACIDE INDIGOTIQUE (Buff) (*amer au minimum de Chevreul*).

I. COMPOSITION.

	atomes (Buff).
Oxigène.	10
Azote	2
Carbone.	15

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3,23 ou 3,104 d'oxigène.

Cet acide peut être obtenu en aiguilles blanches.

Lorsqu'on le chauffe, une partie se sublime sans altération; l'autre laisse un charbon qui fuse légèrement; il se développe beaucoup d'acide carbonique et du gaz azote.

Il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide. La solution est légèrement colorée; elle a pour propriété caractéristique de colorer les sels de peroxide de fer en un beau rouge.

L'acide nitrique à 40°, bouilli avec lui, le convertit en acide carbazotique.

Il forme des combinaisons avec les oxides salifiables qui fusent sans détonner.

III. PRÉPARATION.

Il se produit quand on soumet l'indigo à l'action de l'acide nitrique. Je parlerai de sa préparation en traitant de l'indigo.

IV. HISTOIRE.

Cet acide fut aperçu par MM. Fourcroy et

Vauquelin, mais ils le prirent pour de l'acide benzoïque.

En 1809, je démontrai l'existence de ce corps comme *espèce;* je le caractérisai par la propriété de former avec le peroxide de fer une matière rouge; par celle de produire de l'acide carbazotique avec l'acide nitrique, je pensai que l'acide nitrique ou nitreux était un des principes immédiats de cet acide et du précédent.

Le docteur Buff l'examina en 1828; il confirma l'existence de cet acide comme corps particulier, et lui donna le nom d'acide indigotique, mais il n'admit pas l'existence de l'acide nitrique dans sa composition.

ACIDES QUATERNAIRES FORMÉS DE { *Oxigène ; Azote, Carbone, Hydrogène.*

ACIDE URIQUE.

I. COMPOSITION.

	Bérard.
Oxigène.	18,89
Azote	39,16
Carbone.	33,61
Hydrogène	8,34
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

Il est probable qu'il n'a été étudié qu'à l'état d'hydrate.

Il est en poudre ou en très-petits cristaux incolores.

Il est insoluble dans l'alcool.

Il faut, pour en dissoudre 1 partie, 1150 parties d'eau bouillante, et 1720 parties d'eau froide; la solution rougit la teinture de tournesol.

Il a la propriété remarquable de développer, par la réaction de l'acide nitrique chaud, une belle couleur due à une matière particulière rouge; il se forme en même temps un acide qu'on a appelé *purpurique.*

Soumis à la distillation, il donne de l'hydrocyanate et du sous-carbonate d'ammoniaque et d'autres produits, parmi lesquels on remarque un acide particulier appelé *pyrurique*, dont une partie est à l'état de sur-sel.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en traitant un calcul d'acide urique par la potasse, filtrant et précipitant la solution par l'acide hydrochlorique. L'acide urique doit être lavé avec de l'eau froide.

ACIDE PURPURIQUE.

I. COMPOSITION.

	Vauquelin.
Oxigène.	29,34
Azote	16,04
Carbone.	37,34
Hydrogène	17,22
	99,94

On avait cru que cet acide était essentiellement coloré en pourpre; de là le nom de *purpurique*, que M. Prout lui a donné; mais M. Vauquelin a démontré qu'à l'état de pureté il est sans couleur.

III. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise difficilement.

Il est très-soluble dans l'eau.

Il sature très-bien les bases salifiables.

ACIDE PYRURIQUE.

I. COMPOSITION.

	Chevallier et Lassaigne.
Oxigène	44,32
Azote	16,84
Carbone	28,29
Hydrogène	10,00
	99,45

II. PROPRIÉTÉS.

33,63 de cet acide neutralisent 1 d'oxigène dans les oxides salifiables.

Il est cristallisable en petites aiguilles et volatil.

Il exige 40 parties d'eau froide pour se dissoudre.

ACIDE AMNIOTIQUE OU ALLANTOÏQUE.

I. COMPOSITION.

Oxigène.	32,00
Azote	25,24
Carbone.	28,15
Hydrogène	14,50
	99,89

II. NOMENCLATURE.

MM. Buniva et Vauquelin ont découvert cet acide dans un liquide qu'on leur avait remis comme étant l'eau de l'amnios de la vache; M. Lassaigne pense qu'il y avait eu erreur, car ayant repris l'examen de ce liquide, et l'ayant fait comparativement avec celui de l'eau de l'allantoïde du même animal, il n'a pas trouvé l'acide amniotique dans le premier, mais bien dans le second. Il a proposé, en conséquence, de substituer le nom d'allantoïque à celui d'amniotique.

III. PROPRIÉTÉ.

Cet acide est solide, cristallisable en aiguilles.

Il est peu soluble dans l'eau et l'alcool à froid, mais il s'y dissout très-bien à chaud.

SECTION II.

ASES SALIFIABLES.

Aucune base salifiable de cette section n'est utile en teinture; mais, à cause de leur analogie de composition avec les principes colorans d'origine organique formés d'oxigène, d'azote, de carbone et d'hydrogène, le teinturier ne doit point ignorer que ces élémens, unis sous l'influence de la vie, peuvent donner naissance à des corps qui sont doués à un degré remarquable de la propriété de réagir comme alcalis sur la teinture de violette, sur l'hématine, le tournesol rougi, et sur les acides avec lesquels ils forment de véritables sels.

On compte aujourd'hui au moins 7 bases salifiables organiques, savoir :

La Morphine,
La Brucine,
La Strychnine,
La Vératrine,
La Cinchonine,
La Quinine,
La Delphine.

Plusieurs personnes y ajoutent :

L'Émétine,

La Caféine,

La Picrotoxine.

MORPHINE.

I. COMPOSITION.

	Dumas et Pelletier.
Oxigène	14,84
Azote	5,53
Carbone.	72,02
Hydrogène	7,61
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de morphine neutralisent 12,465 d'acide sulfurique.

Elle cristallise en aiguilles ou en prismes à quatre pans tronqués obliquement.

Exposée à la chaleur, elle se fond en un liquide qui se prend par le refroidissement en aiguilles radiées.

Elle est très-peu soluble dans l'eau, même bouillante.

Elle se dissout très-bien dans l'alcool.

L'acide sulfurique concentré la réduit en charbon.

L'acide nitrique concentré, en la décomposant, la colore en rouge de sang.

Les acides étendus s'y combinent; le sulfurique, le nitrique, l'hydrochlorique, forment avec elle des sels solubles très-amers.

Elle se décompose à la distillation, et donne des produits ammoniacaux.

Elle est très-délétère.

III. ÉTAT NATUREL.

Elle se trouve dans l'opium uni à l'acide méconique, suivant MM. Sertuerner et Robiquet, et à l'acide sulfurique, suivant M. Dupuy.

IV. PRÉPARATION.

On traite l'extrait d'opium par $\frac{1}{50}$ de magnésie au milieu de l'eau; on filtre la liqueur. Après avoir lavé la matière insoluble avec l'eau froide, on la traite d'abord par l'alcool faible et chaud, qui dissout une quantité notable de narcotine, ensuite par l'alcool bouillant, qui dissout la morphine. Celle-ci cristallise par le refroidissement de la liqueur en grande partie avec un peu de narcotine, mais en traitant les cristaux

par l'éther froid, on dissout celle-ci, et la morphine est alors assez pure.

V. HISTOIRE.

Elle fut découverte en 1805, par M. Serturner.

BRUCINE.

I. COMPOSITION.

	Dumas et Pelletier.
Oxigène.	11,21
Azote	7,22
Carbone.	75,04
Hydrogène	6,52
	99,99

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de brucine neutralisent 9,697 d'acide sulfurique.

On l'a étudiée à l'état d'un hydrate formé de

Eau.	21,66
Brucine	100,00

L'hydrate de brucine est cristallisable en feuillets nacrés ou en prismes obliques à bases de parallélogrammes.

Au feu, il perd son eau, puis se décompose.

L'hydrate de brucine a une saveur très-amère.

Il se dissout dans 500 parties d'eau bouillante, et 800 d'eau froide.

Il est soluble dans l'alcool, et insoluble dans l'éther.

Il devient violet par le contact du brôme.

L'acide nitrique concentré le colore en rouge de sang comme la morphine; mais le protochlorure d'étain précipite la liqueur rouge de morphine en brun sale, tandis qu'il développe une couleur violette avec celle de brucine.

L'acétate de brucine ne cristallise pas; en cela il diffère de celui de morphine.

L'hydrate de brucine est délétère.

III. HISTOIRE.

La brucine a été découverte par MM. Pelletier et Caventou, dans l'écorce de la fausse Angusture, puis retrouvée par eux dans la fève de Saint-Ignace et la noix vomique.

STRYCHNINE.

I. COMPOSITION.

	Dumas et Pelletier.
Oxigène	6,38
Azote	8,92
Carbone	78,22
Hydrogène	6,54
	100,06

100 parties de strychnine neutralisent 10,486 d'acide sulfurique.

II. PROPRIÉTÉS.

On l'obtient en cristaux presque microscopiques qui paraissent être des prismes à quatre pans terminés par des pyramides à faces surabaissées.

Il faut pour la dissoudre plus de 6000 parties d'eau à 10°, et 2500 parties d'eau bouillante.

Ses sels sont pour la plupart solubles et cristallisables.

Elle a une amertume si prononcée qu'elle l'a communique à 600000 p. d'eau.

Elle est très-délétère. Elle agit sur les ani-

maux à la manière de la brucine; mais pour produire le même effet que cette dernière, il en faut douze fois moins.

III. HISTOIRE.

MM. Pelletier et Caventou l'ont découverte dans la fève de Saint-Ignace, la noix vomique, le bois de couleuvre, dans l'upas tieuté. Elle se trouve souvent associée à la brucine.

VERATRINE.

I. COMPOSITION.

	Dumas et Pelletier.
Oxigene	19,60
Azote	5,04
Carbone.	66,75
Hydrogène.	8,54
	99,93

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de vératrine neutralisent 6,646 d'acide sulfurique.

Elle est pulvérulente, sans couleur, fusible à 50°.

Elle est presque insoluble dans l'eau froide;

elle se dissout dans 1000 parties d'eau bouillante.

Elle est très-soluble dans l'alcool, et un peu moins dans l'éther.

Elle neutralise les acides quand elle est employée en excès, et qu'il n'y a pas trop d'eau, car alors ses dissolutions sont acides. Excepté son sursulfate, qui semble disposé à cristalliser, tous ses autres sels prennent l'aspect de la gomme quand on fait évaporer leur solution.

Elle est d'une âcreté extrême. Appliquée sur la membrane pituitaire, elle détermine des éternumens violens. Quelques grains, ingérés dans l'estomac, causent des vomissemens qui peuvent être suivis de la mort.

III. HISTOIRE.

MM. Pelletier et Caventou l'ont trouvée dans la graine de cévadille, dans la racine d'hellébore blanc, dans celle du colchique d'automne.

CINCHONINE.

I. COMPOSITION.

	Dumas et Pelletier.
Oxigène.	7,79
Azote	9,02
Carbone.	76,97
Hydrogène	6,22
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties neutralisent 13,021 parties d'acide sulfurique.

Elle est cristalline et incolore.

Exposée à la chaleur, une partie se volatilise, et l'autre s'altère.

Elle est pour ainsi dire insoluble dans l'eau froide; elle exige 2500 parties de ce liquide bouillant pour se dissoudre.

Elle est très-peu soluble dans l'éther.

Elle l'est davantage dans l'alcool.

Elle forme des sels neutres avec la plupart des acides.

Elle a la saveur amère et styptique du quinquina.

Le sulfate de cinchonine est très-précieux pour arrêter les fièvres aiguës et périodiques. On l'administre à la dose de 6 à 8 grains par jour.

III. HISTOIRE.

Elle a été découverte par M. Duncan, d'Edimbourg. M. Gomés, de Lisbonne, l'a décrite sous le nom de cinchonin. Enfin M. Houton-Labillardière, puis MM. Pelletier et Caventou ont reconnu son alcalinité.

Elle se trouve dans les quinquinas, surtout dans le *cinchona condaminea*.

QUININE.

I. COMPOSITION.

Oxigène	10,43
Azote.	8,45
Carbone.	75,02
Hydrogène	6,66
	100,56

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties neutralisent 10,9147 d'acide sulfurique.

Elle cristallise, mais difficilement: En cela elle diffère de la cinchonine, qui cristallise facilement.

Elle est presque insoluble dans l'eau.

L'alcool la dissout très-bien.

L'éther la dissout.

Elle forme des sels neutres avec les acides. Son suracétate cristallise en aiguilles nacrées. A cet égard, elle diffère de la cinchonine, dont le suracétate se prend en une masse gommeuse.

Exposée à la chaleur, elle se fond, puis se décompose entièrement. En cela elle diffère encore de la cinchonine, qui ne se fond pas, et qui se sublime en partie sans altération.

Le sulfate de quinine est surtout utile pour arrêter les fièvres intermittentes.

III. HISTOIRE.

La quinine a été découverte dans les quinquinas par MM. Pelletier et Caventou. Elle est plus abondante dans le quinquina jaune que dans tout autre.

DELPHINE.

La delphine a été décrite par MM. Lassaigne et Feneulle, comme une base alcaline particulière qui se trouve dans la semence de staphisaigre.

Elle est pulvérulente, très-soluble dans l'alcool et l'éther, et très peu dans l'eau; fusible avant de s'altérer; 100 parties ne neutralisent que 3,129 d'acide sulfurique.

SOLANINE. — ATROPINE.

La solanine, indiquée par M. Desfosses dans les baies de la morelle, n'a pas été suffisamment étudiée pour que nous en parlions.

Il en est de même de l'atropine, indiquée par M. Runge dans la belladone.

On a encore compté parmi les bases salifiables

1° L'ÉMÉTINE, principe actif de l'ipécacuanha, qui est fusible de 45 à 48°, incolore, peu solu-

ble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, très-soluble dans l'alcool, et insoluble dans l'éther.

Si elle s'unit aux acides, elle n'en neutralise pas les propriétés.

L'azote est un de ses élémens. Elle a été découverte par MM. Pelletier et Magendie.

2° La DAPHNINE, découverte par M. Vauquelin dans le daphne.

3° La PICROTOXINE, découverte par M. Boullai dans les coques du Levant.

4° La CAFÉINE, découverte par M. Robiquet dans le café; elle est volatile, très-soluble dans l'eau, cristallisant facilement en longues aiguilles soyeuses et blanches.

Mais les propriétés alcalines de ces quatre substances ne sont pas reconnues par tous les chimistes.

PREMIÈRE PARTIE DU COURS.



QUATRIÈME DIVISION.



DES SELS PROPREMENT DITS.

Ajoutons que lorsque la solubilité dans l'eau, la sapidité, etc., n'étaient pas très-marquées, il devenait souvent impossible de prononcer si tel corps était assez soluble, assez sapide, etc., pour être considéré comme un sel.

B. *Par l'école de Lavoisier.*

Les chimistes de l'école de Lavoisier, en définissant les sels *des composés d'un acide et d'une base salifiable dans lesquels les propriétés caractéristiques de l'acide et de la base sont plus ou moins neutralisées*, ont été plus conséquens aux principes de la méthode, car les acides et les bases salifiables une fois reconnus, il ne peut plus y avoir d'incertitude dans l'application de la définition à un composé donné, puisqu'il s'agit de savoir si ce composé est ou n'est pas le résultat de l'union d'un acide avec une base salifiable.

Malheureusement la limite qui sépare les acides des corps qui ne rougissent pas le tournesol, et qui ont cependant de l'affinité pour les alcalis, n'étant pas plus établie d'une manière rationnelle que celle qui sépare les bases salifiables des corps neutres (1re *leçon, pag.* 35), il y aura toujours de l'incertitude lorsqu'il s'agira

d'appliquer la définition précédente à des composés dont un au moins des principes immédiats n'est pas décidément acide ou décidément alcalin.

Quoi qu'il en soit, pour ne pas exagérer les difficultés du sujet, et pour satisfaire en même temps aux modifications apportées par les observations nouvelles aux théories de Lavoisier, je consacrerai exclusivement cette quatrième division de la première partie de mon cours *aux sels proprement dits*, que j'examinerai dans trois sous-divisions.

Première sous-division. — Composés formés d'un acide et d'un oxide salifiable.

Deuxième sous-division. — Composés formés d'un acide et d'ammoniaque.

Troisième sous-division. — Composés formés d'un acide et d'une base salifiable appartenant à la troisième division.

J'examinerai dans la cinquième division les composés qui paraissent avoir une composition analogue à celle des sels, c'est-à-dire qui paraissent formés d'un corps composé faisant fonction d'acide ou de principe électro-négatif, et d'un corps composé faisant fonction d'alcali ou de principe électro-positif.

§ II.

NEUTRALITÉ DES SELS.

En traitant de la nomenclature chimique, je vous ai dit que pour nommer un sel on a égard à la nature spécifique de l'acide, à la nature spécifique de la base, et enfin à la proportion de l'acide à la base. Je vous ai dit que tous les sels qui ont un acide commun font un genre dont le nom, tiré de celui de l'acide, est terminé en *ate* ou en *ite*, suivant que le nom de l'acide a la terminaison *ique* ou *eux;* et qu'en ajoutant au nom générique celui de la base, on a le nom spécifique de la combinaison qu'on regarde comme la plus *neutre* que cet acide et cette base sont susceptibles de former par leur union mutuelle, c'est-à-dire comme celle qui manifeste le moins possible les propriétés caractéristiques de ses principes immédiats. La proportion d'acide et d'alcali qui constitue un *sel neutre* étant déterminée, il est toujours aisé d'appliquer la dénomination par laquelle on distingue *les sels avec excès d'acide* et *les sels avec excès de base*. Par conséquent, la chose importante est de savoir reconnaître lorsqu'un acide s'unit

à une base en plusieurs proportions, celle qui constitue la combinaison la plus neutre possible (Tom. 1, 2e *leçon*, *pag.* 23).

Idée qu'on doit se faire de la neutralité.

Nous savons que l'acide sulfurique rougit la couleur des violettes, l'hématine; nous savons que la potasse verdit la couleur des violettes, bleuit l'hématine, ainsi que le tournesol préalablement rougi par un acide.

Que l'on verse de l'acide sulfurique faible dans une quantité donnée d'eau de potasse avec les précautions convenables, et l'on obtiendra un sulfate qui n'aura plus d'action sensible sur les réactifs colorés que je viens de nommer pour en changer la couleur; il sera donc *neutre* relativement à ces réactifs.

Maintenant quelle idée nous ferons-nous de la *neutralité*, d'après ces résultats?

Si nous nous rappelons que les propriétés des corps, telles que la saveur, l'odeur, la couleur, etc., etc., sont changées, ou singulièrement modifiées par le fait de leur combinaison, il sera tout simple que le principe colorant bleu des violettes et l'hématine passent au rouge par leur combinaison avec l'acide sulfurique, et au

vert et au bleu par leur combinaison avec la potasse.

D'après cela, il est visible que si le sulfate de potasse ne réagit plus sur la couleur des violettes et l'hématine comme le faisaient l'acide sulfurique et la potasse avant leur combinaison, cela tient à ce que ces deux corps ont une affinité mutuelle assez forte pour que les principes colorans ne puissent se combiner à aucun des deux en particulier de manière à former des combinaisons d'une autre couleur que celle des principes colorans à l'état de pureté.

On conçoit maintenant qu'un corps composé absolument neutre serait celui dont les principes ne seraient plus susceptibles de s'unir avec les corps auxquels ils se combinaient avant leur union mutuelle.

Or la neutralité, considérée ainsi d'une manière absolue, ne peut jamais s'observer.

Car il n'y a pas de corps composé connu dont les principes ne soient susceptibles de se séparer pour s'unir avec d'autres corps.

Il est donc impossible que les principes colorans employés pour reconnaître la neutralité des combinaisons salines donnent d'autres indications que des indications relatives.

Si nous revenons à la neutralité du sulfate de potasse déterminée au moyen de la couleur des violettes et de l'hématine, nous verrons qu'elle est relative à l'affinité de ces principes colorans; car s'il en existait d'assez énergiques pour attirer l'acide sulfurique plus fortement que ne le fait la potasse, le sulfate paraîtrait acide à ces réactifs, tandis qu'il serait au contraire alcalin par rapport à un principe colorant qui attirerait sa base plus fortement que ne le fait l'acide sulfurique.

A la vérité, nous ne connaissons aucun principe colorant qui soit dans ce cas : s'il en existait, nul doute qu'ils ne fussent eux-mêmes des alcalis ou des acides puissans. Les principes colorans actuellement connus sont à peu près neutres à l'égard des acides et des alcalis énergiques; aussi, dans leurs combinaisons avec les premiers de ces corps, nous les considérerons comme faisant fonction de base salifiable; tandis que dans leurs combinaisons avec les seconds, nous les considérerons comme faisant fonction d'acide.

Pour compléter ce que je crois utile de dire relativement à la manière dont on doit procéder pour déterminer la neutralité des sels par

des réactifs colorés, je vais exposer les conditions que doivent réunir les principes colorans les plus propres à faire cette détermination.

Il est évident qu'ils doivent avoir la plus grande disposition à éprouver aisément un changement sensible dans leur couleur de la part des acides et des bases salifiables, sans avoir cependant une affinité assez forte pour dénaturer le sel dont on veut constater la neutralité.

S'il est aisé de réaliser ces conditions, lorsqu'il s'agit de sels formés d'un acide et d'une base énergiques, il n'en est plus de même pour les sels solubles qui ont pour principe un acide ou une base salifiable peu énergique et insoluble dans l'eau; et il y a tel sel qui est acide à un réactif coloré, tandis qu'il est alcalin à un autre. Par exemple, un papier de tournesol, plongé dans une solution d'acétate de plomb, indiquera un excès d'acide, par la raison que l'alcali qui est uni à la matière rouge du tournesol sera enlevé par l'acide acétique d'une portion de l'acétate; d'un autre côté, l'hématine, versée dans la même solution, y développera une couleur bleue, indice d'un excès de base, et qui appartient à un composé

insoluble d'hématine et de protoxide de plomb. Ce dernier résultat s'expliquera aisément si l'on prend en considération, et l'affinité de l'hématine pour l'oxide de plomb, et l'insolubilité de celui-ci dans l'eau. En effet, quoique l'hématine puisse être considérée comme faisant fonction d'acide relativement à l'oxide de plomb, et que son acidité soit réellement bien plus faible que celle de l'acide acétique, cependant sa faible acidité concourant avec l'insolubilité de l'oxide de plomb, composent une force supérieure à celle qui tient cet oxide en dissolution dans l'eau par l'intermède de l'acide acétique.

Vous voyez donc

1° *Que les réactifs colorés ne peuvent donner que des indications relatives, et non absolues, sur le point de neutralité des sels;*

2° *Que pour déterminer ce point, il faut choisir les principes colorans les plus sensibles à l'action des acides et des bases salifiables, qui aient l'affinité la plus faible pour ces corps, et le moins de disposition à former avec eux des composés insolubles;*

3° *Que les indications des réactifs colorés, quoique relatives, n'auront quelque certitude*

que dans les cas où les principes immédiats des sels seront également solubles dans l'eau.

§ III.

COMPOSITION DES SELS.

Les sels sont assujétis à des lois de composition très-simples, que je vais m'efforcer de vous présenter d'une manière élémentaire.

Si nous cherchons les poids de diverses bases salifiables nécessaires pour neutraliser aussi bien qu'il est possible 1002,32 (q) parties pondérales d'acide sulfurique, nous trouverons qu'il faudra

429,14	parties pondérales	d'ammoniaque,	p
455,63	—	de lithine,	p'.
516,72	—	de magnésie,	p''.
712,06	—	de chaux,	p'''.
731,34	—	de soude,	p^{IV}.
1179,83	—	de potasse,	p^{V}.
1294,60	—	de strontiane,	p^{VI}.
1913,86	—	de baryte,	p^{VII}.

Si nous cherchons maintenant les quantités de divers acides nécessaires pour neutraliser 712,06 de chaux, nous trouverons qu'il en faudra

1354,52	d'acide	nitrique,	q'.
802,32	—	sulfureux,	q''.
892,30	—	phosphorique,	q'''.
692,30	—	phosphoreux,	q^{IV}.
1414,77	—	arsénique,	q^{V}.
1240,77	—	arsénieux,	q^{VI}.
1106,12	—	carbonique,	q^{VII}.

Nous trouverons en outre que ces quantités d'acide seront celles qui conviennent à la neutralisation des quantités pondérales d'une des bases quelconques du premier tableau.

En généralisant ces résultats, nous aurons la loi suivante :

Première loi. — *Si p, p', p'', p''', etc., représentent les poids d'une série de bases salifiables capables de neutraliser un poids q d'un certain acide; si q', q'', q''', etc., représentent les poids d'une série d'acides capables de neutraliser p, ils représentent pareillement ceux qui sont capables de neutraliser p', p'', p''', etc.*

Plusieurs savans ayant cru qu'il y aurait de l'inconvénient à employer dans la langue chimique le mot *atome*, qui suppose une chose qui n'est pas démontrée, ont préféré l'expression de *proportions*, d'*équivalens chimiques*, qui indique simplement les rapports numériques des quantités pondérales suivant lesquelles les corps

se combinent en un petit nombre de proportions définies. Ainsi les quantités p, p', p'', p''', etc., de la série des bases salifiables, les quantités q, q', q'', q''', etc., de la série des acides, sont des *proportions,* des *équivalens chimiques.* En effet, chaque quantité d'une série est équivalente, pour la neutralisation des sels, à une quantité quelconque de la même série.

Les principes immédiats des sels sont assujétis à la loi des combinaisons définies. Ainsi,

DEUXIÈME LOI. — *Lorsqu'un acide s'unit à une base salifiable en plusieurs proportions, c'est en un petit nombre; et ces proportions sont toujours ou presque toujours des multiples par* $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, 5, 6, 7, *etc., de la plus petite quantité d'acide.*

EXEMPLES.

Les carbonates de potasse et de soude contiennent deux fois plus d'acide que les sous-carbonates des mêmes bases.

Le sursulfate de potasse contient deux fois plus d'acide que le sulfate.

TROISIÈME LOI. — *Dans les sels formés d'un oxacide et d'un oxide binaire, l'oxigène de l'acide est toujours ou presque toujours dans un rapport très-simple avec celui de l'oxide.*

EXEMPLES.

L'acide sulfurique des sulfates de potasse, de soude, de lithine, de baryte, de strontiane, de chaux, etc., contient trois fois plus d'oxigène que n'en contient la base salifiable qui le neutralise.

L'acide carbonique des carbonates de potasse et de soude contient quatre fois plus d'oxigène que n'en contiennent ces alcalis.

D'après cette loi et cette observation, que dans un genre de sels où il est possible de constater la neutralité aux réactifs colorés d'un certain nombre d'espèces, ainsi qu'on peut le faire sur les genres sulfates, nitrates, par exemple, *le rapport est le même entre l'oxigène de l'acide et celui des diverses bases qui neutralisent l'acide*, on a établi en principe que toutes les espèces de sulfates dans lesquelles l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1, que toutes les espèces de nitrates dans lesquelles l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 5 : 1, seraient considérées comme sels neutres, ce rapport étant celui des sulfates et des nitrates de potasse et de soude neutres aux réactifs colorés; de sorte que les sulfates de cuivre, d'a-

lumine, de peroxide de fer, dans lesquels l'oxigène de l'acide est triple de celui de la base, sont considérés comme neutres, quoiqu'ils aient une réaction acide sur le tournesol.

Tous les sels d'un même genre, dans lesquels l'oxigène de l'acide et celui de la base sont dans un même rapport, seront dits au même état de saturation.

On voit d'après cela que la détermination de la neutralité ne présentera aucune difficulté dans les genres de sels où il est aisé de constater cette propriété par les réactifs colorés, sur les espèces à base de potasse et de soude qui appartiennent à ce genre.

Il n'en est pas de même dans les genres des sels formés d'un acide faible, comme le sont le carbonique, le borique, etc., qui ne neutralisent pas la réaction alcaline de la potasse et de la soude sur les réactifs colorés; et c'est parce qu'il y a de l'incertitude dans ce cas que M. Berzelius appelle carbonates les sels que nous appelons sous-carbonates, et bicarbonates ceux que nous appelons carbonates.

A l'égard des nombres *équivalens* et des *poids atomistiques* des acides et des bases salifiables, il y a une remarque à faire que vous

comprendrez d'après ce que je viens de dire de la neutralité des sels; c'est que dans l'ensemble des *équivalens chimiques*, établis en général sur la considération des combinaisons les plus neutres possibles, l'équivalent d'un acide sera constant pour toutes les bases salifiables, comme l'équivalent d'une base salifiable sera constant pour tous les acides. Par exemple, en exprimant l'équivalent de l'acide sulfurique par 1002,32, comme nous l'avons fait plus haut (*page* 12), le nombre équivalent du peroxide de fer sera 652,22.

Maintenant, si nous cherchons à énoncer la composition des sulfates en atomes, nous trouverons que 1002,32, exprimant le poids de deux atomes d'acide sulfurique contenant 6 atomes d'oxigène, les quantités des diverses bases qui les saturent, et que nous avons nommées ci-dessus (*page* 12), représentent le poids de l'atome de chacune de ces bases, lesquelles contiennent pour 1 atome de combustible 2 atomes d'oxigène; ces poids atomistiques peuvent donc se confondre avec les *équivalens* correspondans : mais il n'en sera plus de même du nombre exprimant le poids du peroxide de fer, que neutralisent 1002,32 d'acide sulfurique,

par la raison qu'il contient

Oxigène. . . .	200
Fer	452,22

et que ces quantités ne peuvent plus représenter en atomes la composition du peroxide de fer, qui est

	atomes.		
Oxigène. . .	3	pesant	300
Fer	1	. . . .	678,43

Dès lors, pour exprimer en atomes la composition du sulfate de peroxide de fer, il faut

3 at. acide sulfurique = { 9 oxigène, 3 soufre ;

et

1 at. peroxide de fer = { 3 oxigène, 1 fer,

car autrement on aurait des fractions d'atomes.

QUATRIÈME LOI. — Une loi, que je ne puis passer sous silence, est que *l'oxigène de l'eau de cristallisation, contenue dans un grand nombre de sels hydratés, est en rapport simple avec celui de l'acide.*

CINQUIÈME LOI. — Enfin une autre loi, non moins importante que la précédente, c'est que *la combinaison d'un oxacide avec deux oxides peut être représentée par deux sels.*

Ainsi l'alun, formé d'acide sulfurique, de potasse et d'alumine, est représenté par

2 at. de sulfate d'alumine,
1 at. de sulfate de potasse.

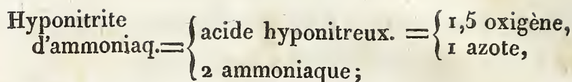
C'est d'après cette loi que les combinaisons auxquelles elle se rapporte, qui s'appelaient *sels triples*, s'appellent maintenant *sels doubles*.

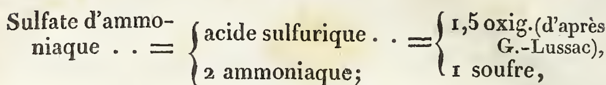
COMPOSITION DES SELS DE LA DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

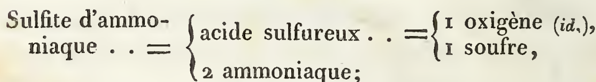
M. Gay-Lussac est porté à croire que les sels ammoniacaux neutres sont composés de manière que le volume du radical de leur acide étant 1, celui de l'ammoniaque est 2.

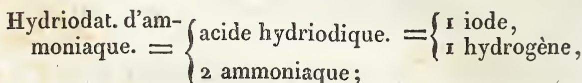
EXEMPLES.

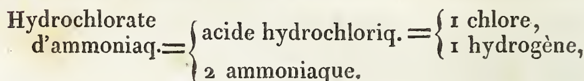
		volumes.
Carbonate d'ammoniaque. =	2 acide carbonique. =	2 oxigène, 1 carbone,
	2 ammoniaque;	
Chlorate d'ammoniaque. =	acide chlorique . . =	2,5 oxigène, 1 chlore,
	2 ammoniaque;	
Iodate d'ammoniaque . . =	acide iodique . . . =	2,5 oxigène, 1 iode,
	2 ammoniaque;	
Nitrate d'ammoniaque . . =	acide nitrique . . . =	2,5 oxigène, 1 azote,
	2 ammoniaque;	


Hyponitrite d'ammoniaq. = { acide hyponitreux. = { 1,5 oxigène, 1 azote, ; 2 ammoniaque ;


Sulfate d'ammoniaque . . = { acide sulfurique . . = { 1,5 oxig. (d'après G.-Lussac), 1 soufre, ; 2 ammoniaque ;


Sulfite d'ammoniaque . . = { acide sulfureux . . = { 1 oxigène (*id.*), 1 soufre, ; 2 ammoniaque ;


Hydriodat. d'ammoniaque. = { acide hydriodique. = { 1 iode, 1 hydrogène, ; 2 ammoniaque ;


Hydrochlorate d'ammoniaq. = { acide hydrochloriq. = { 1 chlore, 1 hydrogène, ; 2 ammoniaque.

COMPOSITION DES SELS DE LA TROISIÈME SOUS-DIVISION.

Il n'y a pas d'expression générale pour représenter la composition des sels à base d'alcalis quaternaires.

On sait, d'après les expériences de MM. Dumas et Pelletier, que le rapport de l'oxigène de l'acide à l'oxigène de la base est différent dans presque toutes les espèces de sulfates de ces alcalis, et que dans aucun il n'est de 3 à 1, comme dans les sulfates de la première sous-division.

Par exemple, l'oxigène de l'acide sulfurique qui

neutralise	la quinine	: l'oxigène de celle-ci	::	2 : 3;
—	cinchonine	: —	::	1 : 1;
—	brucine	: —	::	1 : 2;
—	strychnine	: —	::	1 : 1;
—	vératrine	: —	::	1 : 5;
—	morphine	: —	::	1 : 2.

Ils ne sont donc pas assujétis à la composition des sels à base d'oxides binaires.

§ IV.

ACTION DE LA CHALEUR SUR LES SELS.

La chaleur produit sur les sels des effets trop variés pour que nous puissions les exprimer tous d'une manière exacte dans des généralités; nous nous bornerons à parler de ses effets dans les cas où les sels ne s'altèrent pas.

Lorsque les sels sont anhydres et formés d'un acide et d'une base fixes et stables, ils éprouvent la fusion ignée, et donnent un verre, qui de transparent qu'il est à l'état liquide, devient le plus souvent opaque par le refroidissement.

Lorsque les sels sont formés d'un acide et d'une base fixes et stables, et qu'ils sont hydratés, ils perdent leur eau avant d'éprouver la fu-

sion ignée; et à ce sujet je dois vous faire remarquer que s'ils contiennent une certaine quantité d'eau, comme le sulfate, le phosphate; le sous-carbonate de soude, avant d'en abandonner aucune portion ils se fondent plus ou moins complètement dans cette même eau, et présentent alors le phénomène appelé *fusion aqueuse*.

Il n'existe guère que l'ammoniaque, parmi les bases salifiables, qui forme avec plusieurs acides volatils des sels susceptibles de se volatiliser sans altération.

§ V.

ACTION DE L'ÉLECTRICITÉ VOLTAÏQUE SUR LES SELS.

Lorsque les sels sont dissous dans l'eau, et qu'ils sont soumis à l'action d'une pile suffisamment énergique, ils se décomposent en général; et dans ce cas, leur acide se porte toujours vers le pôle positif, tandis que leur base va au pôle négatif. Mais il ne faut pas croire que l'acide et la base s'y rassemblent constamment sans éprouver d'altération; il arrive au contraire, avec beaucoup de sels métalliques, sur-

tout quand ils sont simplement humectés et non dissous, que c'est le métal réduit, et non l'oxide, qui se rassemble au pôle négatif.

§ VI.

ACTION DE L'EAU SUR LES SELS.

Les sels agissent sur l'eau, la glace et la vapeur d'eau.

A. SELS ET EAU LIQUIDE.

Phénomènes qui ont lieu par l'action mutuelle de l'eau et des sels.

Les sels anhydres susceptibles de former des hydrates solides peuvent donner lieu à un dégagement de chaleur quand on les met en contact avec l'eau.

Tel est, par exemple, le sulfate de chaux qui a été dépouillé de son eau de cristallisation par une température convenable.

Les sels qui ne sont pas susceptibles de retenir de l'eau de cristallisation, et les sels qui contiennent toute l'eau de cristallisation qu'ils sont susceptibles de retenir, produisent du froid avec l'eau pendant qu'ils s'y dissolvent. Tel est

le nitrate d'ammoniaque mêlé avec son poids de ce liquide.

L'abaissement de température tient à l'affinité du sel pour l'eau, et à la chaleur dont il a besoin pour passer de l'état solide à l'état liquide. Il est d'autant plus grand, que la dissolution est plus rapide, que le sel exige davantage de chaleur pour se fondre, et que le vase où l'on opère le mélange est plus mince; bien entendu qu'aucun des deux corps ne doit être en excès.

Dissolution des sels dans l'eau.

La solubilité des sels dans l'eau varie beaucoup; il en est, comme le sulfate de baryte, le phosphate de chaux, qui sont tout-à-fait, ou presque absolument insolubles, tandis que d'autres exigent moins que leur poids de ce liquide pour se dissoudre.

Manière de l'opérer.

On peut dissoudre les sels à froid et à chaud; et comme toutes, ou presque toutes, les dissolutions salines sont plus denses que l'eau pure, et que l'action chimique n'a lieu qu'au contact, la meilleure manière de dissoudre un sel est de

le placer dans un vase plat percé de trous ou dans un panier inaltérable par l'eau et par le sel, de submerger le vase ou le panier dans la première couche de l'eau. Par ce moyen le liquide qui est en contact avec le sel, devenant plus dense que le reste de sa masse, se précipite au fond, et est remplacé par de l'eau pure, ou de l'eau qui est moins chargée de sel que celle qui se précipite.

Lorsqu'on met le sel au fond de l'eau, il faut qu'il soit en poudre, et l'agiter presque continuellement, surtout si l'on opère à froid; autrement il se formerait une couche d'eau saturée de sel, qui se maintiendrait en vertu de sa densité au fond du vase, et qui s'opposerait ainsi à l'action des couches supérieures. Lorsqu'on opère à chaud, l'agitation est moins nécessaire, parce que les courans qui se produisent tendent à établir un mélange uniforme dans toute la masse.

On dit que l'eau est saturée d'un sel lorsqu'elle cesse d'en dissoudre.

Il y a cette différence entre la dissolution d'un sel dans l'eau et les combinaisons définies que deux corps sont susceptibles de produire par leur union mutuelle, que pour un même

degré de température vous pouvez ajouter des proportions croissantes de sel à un poids donné d'eau jusqu'au terme de saturation, et avoir ainsi autant de dissolutions différentes que vous avez de proportions différentes de sel, ce qui est le contraire de ce qu'on observe dans les combinaisons définies.

Une autre différence, c'est qu'en faisant varier la température, on fait varier le pouvoir dissolvant de l'eau. En général, les quantités de sel dissoutes croissent avec la température; cependant il est des sels qui sont beaucoup plus solubles à froid qu'à chaud. Tel est surtout le butirate de chaux, dont la solution saturée à 16°, se prend en une masse formée d'aiguilles cristallines quand on l'expose à 98° environ.

Il y a des solutions salines qui entrent en ébullition à la même température que l'eau pure; d'autres qui exigent des températures plus élevées.

Lorsque les solutions salines sont saturées à chaud, et qu'elles se refroidissent, elles laissent cristalliser plus ou moins régulièrement une partie du sel qu'elles tenaient en dissolution, si ce sel est moins soluble à froid qu'à chaud.

Elles donnent encore des cristaux qui sont en

général plus réguliers que ceux obtenus par le refroidissement, lorsqu'étant saturées à une certaine température, elles sont exposées à perdre, par une évaporation spontanée, à cette même température, une partie de leur dissolvant.

Mesure de l'affinité des sels pour l'eau.

L'affinité des sels pour l'eau est loin d'être mesurée par les quantités qui se dissolvent dans un même poids de ce liquide : ainsi ceux dont la force de solidité ou de cohésion est faible, peuvent être dissous en plus grande quantité que ne le sont des sels dont l'affinité pour l'eau est plus grande, mais qui ont une force de solidité supérieure à celle des premiers. En général, comme l'a fait observer M. Gay-Lussac, la résistance à l'ébullition que des poids égaux de divers sels apportent à un même poids d'eau exprime beaucoup mieux les affinités respectives de ces sels que ne le font les quantités respectives de divers sels qui saturent une même quantité d'eau.

B. SELS ET GLACE.

Les sels anhydres qui sont susceptibles de

cristalliser avec de l'eau peuvent dégager de la chaleur quand on les mêle avec de la glace; tandis qu'au contraire ils produisent du froid, lorsqu'étant susceptibles d'ailleurs de se dissoudre dans l'eau, on les mêle, à l'état d'hydrate, avec de la glace bien divisée.

Par exemple, un mélange de 3 parties d'hydrochlorate de chaux et de 2 parties de glace abaissent le thermomètre de zéro à — 27°,77.

C. SELS ET EAU A L'ÉTAT DE VAPEUR.

Les sels pourvus d'eau d'hydratation, une fois qu'ils l'ont perdue, absorbent l'eau à l'état de vapeur qui est répandue dans l'atmosphère; et il en est même qui peuvent être employés pour dessécher les gaz.

Cet effet est indépendant de la solubilité, car des sels peu solubles, comme le sulfate de chaux, produisent cet effet avec une énergie remarquable lorsque leurs particules n'ont pas été trop frittées par l'action de la chaleur.

Il y a des sels qui attirent l'eau avec assez de force pour l'enlever à l'atmosphère, et se résoudre en liqueur. Ils sont appelés *déliquescens*.

On sait qu'à une même température l'atmo-

sphère ou un espace vide d'air peut recevoir de la vapeur d'eau en quantités continûment croissantes depuis le terme de la sécheresse extrême jusqu'à celui de la saturation; on sait encore que l'hygromètre à cheveu est propre à indiquer le rapport de saturation de la vapeur à l'espace; qu'il marque 100° dans un espace saturé de vapeur, et zéro dans un espace complètement desséché. Maintenant, la déliquescence des sels étant due à leur affinité pour l'eau, on conçoit que, toutes choses égales d'ailleurs, plus la vapeur sera raréfiée, moins un sel aura de disposition à l'absorber; qu'en conséquence il pourra y avoir des sels qui seront déliquescens jusqu'à un certain degré de l'hygromètre, et qui cesseront de l'être au-dessous, en descendant de l'humidité extrême vers la sécheresse.

A l'humidité extrême, tous les sels solubles sont déliquescens; il faut donc bien se garder, dans les ateliers de teinture, de placer ceux qu'on veut conserver à l'état solide dans une atmosphère qui serait à 100° hygrométriques.

La température a la plus grande influence sur la déliquescence des sels; et cela est facile à concevoir, puisque l'affinité est la cause pre-

mière de ce phénomène, et qu'elle varie avec la température. Quand on parle de la déliquescence d'une substance, il faut donc noter le degré du thermomètre où elle a lieu, pour que l'observation soit complète.

S'il est vrai, ainsi que nous l'avons dit, que le terme d'ébullition d'une solution saline soit d'autant plus reculé que la matière dissoute a une plus grande affinité pour son dissolvant, il est évident qu'il y aura un rapport entre la déliquescence d'un sel à une température T et le degré d'ébullition de sa solution saturée à cette même température T : c'est aussi ce que M. Gay-Lussac a observé.

Que l'on sature de l'eau avec un sel à la température T, que l'on en prenne le terme d'ébullition, et l'on verra que si elle bout à 112° sous la pression de 0m.,760, le sel sera très-déliquescent à la température T; si elle bout de 101 à 102°, il ne le sera que très-peu; enfin si elle bout à 100°, il ne le sera pas sensiblement.

Enfin, si on mouille les parois d'une cloche de verre avec une solution saline saturée à la température T, et qu'on y renferme un hygromètre : lorsque celui-ci sera stationnaire, il est évident qu'il y aura équilibre entre l'affinité du

cheveu pour l'eau et la tendance qu'a l'eau à se séparer de la solution; par conséquent, au-dessus de ce degré, le sel sera déliquescent, et au-dessous il ne le sera pas. Par exemple, M. Gay-Lussac a vu qu'une solution de chlorure de sodium saturée à la température de 15° fait monter l'hygromètre à 90°; par conséquent, dans une atmosphère à 15° de température, le chlorure sera déliquescent si cette atmosphère est au-dessus de 90° hygrométriques, et il ne le sera pas au-dessous.

Il existe des sels qui abandonnent de l'eau par leur exposition à l'atmosphère, quand celle-ci n'est pas très-humide. Ces sels sont dits *efflorescens*; ils deviennent opaques, et il en est qui se réduisent même en poudre.

Les sels déliquescens et efflorescens contiennent toujours une forte proportion d'eau; dans un grand nombre, elle excède la moitié de leur poids. C'est pour cette raison que le teinturier doit toujours, quand il fait usage de ces corps, tenir compte de l'eau qu'ils peuvent contenir; et cela est nécessaire surtout quand il emploie des sels tels que le sous-carbonate de soude, qui renferme 0,62 de son poids d'eau de cristallisation. Il est nécessaire, d'après cela,

dans les recettes, de dire si le sel efflorescent prescrit pour une opération doit être pris à l'état anhydre ou de cristaux.

§ VII.

ACTION DES ACIDES SUR LES SELS.

Les acides qu'on met en contact avec des sels produisent en général des phénomènes très-variés dont nous allons passer en revue les principaux, en donnant plus ou moins de développement, suivant leur importance.

PREMIER CAS.

L'ACIDE MIS EN CONTACT AVEC LE SEL EST IDENTIQUE A CELUI DU SEL.

Il peut arriver,

1° Qu'il n'y ait pas d'action ; *exemple* : acide silicique et silicate de chaux à froid ;

2° Qu'il y ait une simple dissolution, sans qu'on puisse dire qu'il y ait combinaison définie ; *exemple* : l'acide nitrique hydraté et le nitrate de potasse ;

3° Qu'il y ait production d'un sur-sel, si le sel mis en expérience était neutre ou avec excès de

base; *exemple :* l'acide sulfurique et le sulfate de potasse neutre;

4° Qu'il y ait production d'un sel neutre, si le sel mis en expérience était avec excès de base; *exemple :* l'acide carbonique et le sous-carbonate de potasse.

DEUXIÈME CAS.

L'ACIDE MIS EN CONTACT AVEC LE SEL EST DIFFÉRENT DE CELUI DU SEL.

Il peut arriver

1° Qu'il n'y ait pas d'action;

Exemple : Acide nitrique et sulfate de baryte.

2° Qu'il y ait combinaison, c'est-à-dire qu'un sel très-stable soit dissous sans décomposition par un acide beaucoup plus faible que le sien;

3° Qu'il y ait suroxidation de l'acide ou de la base sans que ces corps se séparent, du moins en totalité.

Exemples : Sulfite de baryte converti en sulfate par l'acide nitrique; sulfate de protoxide de fer converti en sulfate de peroxide par l'acide nitrique. Dans le premier exemple, la neutralité du sel ne change pas; dans le second, il y

a plus de peroxide de fer produit que l'acide sulfurique n'en peut neutraliser;

4° Qu'il y ait décomposition. Alors il pourra se faire

A. Que l'acide expulsant et la base salifiable n'éprouvent aucun changement dans leur composition;

B. Que l'acide expulsant et la base salifiable éprouvent un changement dans leur composition.

A. *L'acide expulsant et la base salifiable n'éprouvent aucun changement dans leur composition.*

Nous admettons *que lorsqu'une base alcaline est en dissolution dans un liquide en présence de deux acides dont les proportions sont telles, que chacun les neutraliserait s'il était seul, elle se partage également entre eux, sauf le cas où l'affinité de l'un de ces acides est beaucoup plus forte que celle de l'autre.*

Nous admettons, conformément à ce principe posé par Berthollet, que lorsqu'un acide en expulse un autre d'une base à laquelle il est uni pour en prendre la place, c'est, sauf l'exception précitée,

1° *Que l'acide expulsant est plus fixe ou moins expansible que l'autre; ou si les deux acides sont gazeux et peu solubles, que la proportion de l'acide expulsant est beaucoup plus forte que celle de l'autre;*

2° *Que l'acide expulsant forme avec la base un composé insoluble, ou moins soluble que l'acide expulsé;*

3° *Que l'acide expulsé est insoluble, ou peu soluble, tandis que l'acide expulsant forme avec la base un composé soluble.*

1° *Sels et acide plus fixe, ou moins expansible que le leur: ou si les deux acides sont gazeux et peu solubles, la proportion de l'acide expulsant est beaucoup plus forte que celle de l'autre.*

Premier exemple. — Si l'on met avec du carbonate de potasse dissous dans l'eau, de l'acide nitrique ou même de l'acide acétique en quantité suffisante pour en neutraliser la base, il se produit une effervescence plus ou moins grande, suivant la concentration des liqueurs et la température; l'acide carbonique est expulsé, tandis que l'acide nitrique ou acétique s'unit à l'alcali.

L'acide carbonique est gazeux sous la pres-

sion de $0^m,760$ et aux températures ordinaires de l'atmosphère; mais vous savez qu'à zéro il est liquide sous la pression de 36 atmosphères. Pour qu'il soit à l'état solide dans le carbonate de potasse cristallisé, et à l'état liquide dans la solution aqueuse de ce sel, il faut donc que l'alcali auquel il est uni exerce un puissant effort sur lui.

Supposons maintenant que l'on opère le mélange de l'acide nitrique et du carbonate de potasse dans une capacité où ils soient pressés à la température de zéro par 40 atmosphères au moins, l'acide carbonique ne prendra point l'état gazeux. Vu la faiblesse de l'acide carbonique sous la pression ordinaire, on pourra admettre qu'il est simplement dissous dans de l'eau qui contient en même temps du nitrate de potasse; ou, d'après le principe de Berthollet, on considérera la potasse comme neutralisée par la moitié de chacun des acides, et l'autre moitié de ces mêmes acides comme étant libre, ou à peu près, parce que nous ne connaissons pas de surnitrate ni de surcarbonate de potasse. Que les matières, au lieu d'être exposées à une pression de 40 atmosphères, ne le soient plus qu'à la pression d'une seule, et il

arrivera, conformément au principe, que la moitié (*a*) de l'acide carbonique qui est libre se dégagera, et par la même raison l'autre moitié (*b*) que nous supposons unie à la potasse. En effet, la moitié (*a*) étant dégagée, il reste la moitié (*b*) et une quantité d'acide nitrique libre qui y est équivalente; dès lors la potasse qui était neutralisée par (*b*) d'acide carbonique doit nécessairement, d'après le principe, se partager entre les deux acides; dès lors la moitié de (*b*) doit se dégager. En continuant ce raisonnement, il est évident que tout l'acide carbonique se dégagera, tandis que la totalité de la base restera unie à l'acide nitrique ou acétique.

Deuxième exemple. — L'acide sulfurique hydraté décompose le nitrate de potasse par la même raison, mais il faut élever la température; et quand on veut retirer l'acide nitrique hydraté, il faut employer deux fois plus d'acide sulfurique qu'il n'en faut pour neutraliser la potasse (Tom. Ier, 5e *leçon, pag.* 40).

Troisième exemple. — L'acide borique et l'acide silicique, qui sont très-faibles toutes les fois qu'ils agissent par la voie humide, décomposent cependant les sulfates de potasse, de

soude, etc., à une chaleur rouge, où ces sulfates n'éprouveraient pas d'altération s'ils y étaient exposés seuls. Dans cette circonstance la chaleur, en favorisant la force expansive de l'acide sulfurique, ou plutôt celle de l'acide sulfureux et de l'oxigène qui le constituent, affaiblit tellement son affinité pour la base qui lui est unie, que l'affinité de l'acide borique ou silicique détermine sans peine l'expulsion du premier.

On voit que les trois exemples sont gradués de telle sorte, que le premier présente un acide si expansible, qu'il se dégage à la température ordinaire, et qu'il peut l'être par des acides faibles; le second présente deux acides puissans, dont le plus volatil a besoin d'une température plus élevée que celle de l'atmosphère pour être dégagé; enfin le troisième présente des acides qui passent généralement pour être des plus faibles, mais qui, par leur fixité, expulsent de ses combinaisons salines l'acide sulfurique, c'est-à-dire un des acides les plus puissans.

Enfin, examinons le cas où les deux acides sont gazeux et peu solubles, mais où l'un est employé en une proportion plus forte que l'autre.

Lorsqu'un sel formé d'un acide gazeux peu

soluble est dissous dans l'eau, il pourra être déplacé par un autre acide gazeux également peu soluble qu'on fera passer dans la solution saline, conformément au principe de Berthollet.

C'est ce que j'ai démontré, par exemple, pour un courant d'acide carbonique que l'on fait passer dans une solution d'hydrosulfate de potasse. L'acide hydrosulfurique, en présence de l'acide carbonique, perd de son affinité pour la potasse; dès lors il se dégage par petites quantités qui sont entraînées avec la portion d'acide carbonique qui ne se fixe pas : bien entendu que la décomposition ne s'opère qu'autant qu'on emploie une quantité d'acide carbonique beaucoup plus grande que celle nécessaire à la saturation de la base.

En appliquant le même principe au cas où l'on ferait passer un courant d'acide hydrosulfurique dans une solution de carbonate, on aurait, suivant M. Gay-Lussac, un résultat analogue, mais il faudrait plus de temps. Et si l'on opérait avec une solution de sous-carbonate de potasse ou de soude suffisamment concentrée, il arriverait que la moitié de la base se convertirait d'abord en hydrosulfate, et qu'il se préci-

piterait ensuite du carbonate neutre peu soluble, ainsi que je l'ai observé il y a long-temps.

2° *Acide expulsant formant avec la base d'un sel soluble un sel insoluble.*

La disposition qu'a un acide de former avec la base d'un sel dissous dans l'eau un sel insoluble, peut être assez forte pour déterminer la décomposition du premier sel : c'est ainsi que l'acide sulfurique précipite la base de l'acétate de baryte en s'y unissant; mais, pour peu que le sel soit soluble, je ne dis pas dans l'eau, mais dans l'eau acidulée par l'acide expulsé, la décomposition ne sera plus complète, mais partielle. Il ne faut donc jamais perdre de vue, dans une réaction, la tendance que le nouveau sel peut avoir à rester en solution, non dans l'eau pure, mais dans la liqueur formée d'eau et de l'acide expulsé.

3° *L'acide expulsé est insoluble, ou bien moins soluble que l'acide expulsant et que le nouveau sel.*

Lorsqu'un sel formé d'un acide peu soluble ou insoluble est dissous dans l'eau, on doit considérer l'insolubilité de l'acide comme une

force opposée à la stabilité du composé dans lequel il entre; de sorte que si on ajoute à la solution un acide qui forme un sel soluble avec la base alcaline, l'affinité de cet acide pourra affaiblir assez l'affinité mutuelle de la base et de l'acide insoluble pour que celui-ci se précipite.

Premier exemple. — Acide nitrique, sulfurique, etc., versé dans une solution concentrée et chaude de borax. Il se produit un nitrate et un sulfate de soude; et par le refroidissement il se dépose de l'acide borique surhydraté.

Deuxième exemple. — A plus forte raison, les acides absolument insolubles, tels que le colombique, le silicique, seront-ils précipités des colombates, des silicates de potasse, de soude, par les acides sulfurique, nitrique, etc.

B. *L'acide expulsant et la base salifiable éprouvent un changement dans leur composition.*

Le principe que nous avons émis précédemment est aussi applicable à ces cas en général. Par exemple, on peut expliquer la décomposition du carbonate de potasse par l'acide hydrochlorique, comme nous avons expliqué

celle produite par l'acide nitrique, lorsqu'on admet que l'acide hydrochlorique agit en donnant naissance à de l'eau et à un chlorure.

§ VIII.

ACTION DES BASES SALIFIABLES SUR LES SELS.

PREMIER CAS.

UNE BASE SALIFIABLE MISE EN CONTACT AVEC UN SEL EST IDENTIQUE A CELLE DU SEL.

Il peut arriver,

1° Qu'il n'y ait pas d'action; *exemple :* chaux et silicate de chaux à froid;

2° Qu'il y ait une simple dissolution, sans qu'on puisse dire qu'il y ait combinaison; *exemple :* eau de potasse et nitrate de potasse;

3° Qu'il y ait production d'un sous-sel, si le sel mis en expérience était neutre ou avec excès d'acide; *exemple :* nitrate de plomb neutre et protoxide de plomb;

4° Qu'il y ait production d'un sel neutre, si le sel mis en expérience était avec excès d'acide; *exemple :* bisulfate de potasse et potasse.

DEUXIÈME CAS.

UNE BASE SALIFIABLE MISE EN CONTACT AVEC UN SEL EST DIFFÉRENTE DE CELLE DU SEL.

Il peut arriver

1° Qu'il n'y ait pas d'action;

Exemple : Sulfate de baryte et ammoniaque;

2° Qu'il y ait combinaison ou bien une simple dissolution;

3° Qu'il y ait décomposition, alors il pourra se faire

A. Que la base expulsante et l'acide n'éprouvent aucun changement;

B. Que la base expulsante et l'acide éprouvent un changement dans leur composition.

A. *La base expulsante et l'acide n'éprouvent aucun changement dans leur composition.*

D'après la réciprocité de l'action chimique entre les corps qui se combinent, il est tout naturel d'admettre, pour la réaction de deux bases sur un acide, qui sont en dissolution dans un liquide, le principe de Berthollet sur le partage d'une base entre deux acides qui sont dans la même circonstance, sauf toujours le cas où

l'affinité de l'une des bases est beaucoup plus forte que celle de l'autre.

Nous admettons, conformément à ce principe, que lorsqu'une base en expulse une autre d'un acide auquel elle est unie pour en prendre la place, sauf l'exception précitée,

1° *Que la base expulsante est plus fixe, ou moins expansible que l'autre;*

2° *Que la base expulsante forme avec l'acide un composé insoluble, ou moins soluble que la base expulsée;*

3° *Que la base expulsée est insoluble, ou peu soluble, tandis que la base expulsante forme avec l'acide un composé soluble.*

1° *Sels et base plus fixe, ou moins expansible que la leur.*

Il n'existe que les sels ammoniacaux dans lesquels la volatilité de la base ait une influence marquée dans l'action chimique; faut-il en conclure que toutes les bases salifiables fixes décomposent les sels ammoniacaux en s'emparant de leur acide? Non certainement. La décomposition aura lieu par les bases énergiques, telles que la potasse, la soude, la lithine, la baryte, la strontiane, la chaux et la magnésie. Mais pour

la dernière base, qui est moins énergique que la chaux, il faudra aider la réaction des corps de la chaleur, de même que nous l'avons fait pour séparer l'acide nitrique du nitrate de potasse.

On se tromperait de croire que toutes les autres bases qui sont fixes et insolubles doivent à chaud décomposer les sels ammoniacaux; en effet, il est plusieurs circonstances qui paraissent s'y opposer absolument.

Il est des bases qui ne peuvent s'unir à un acide qu'à une certaine température : or, si à cette température le sel ammoniacal est volatil, soit qu'il se décompose, soit qu'il ne se décompose pas, la base n'aura aucune action sur lui. Cela explique pourquoi l'alumine calcinée, qui ne peut s'unir qu'aux acides les plus concentrés, pourra être chauffée avec un sel ammoniacal sans le décomposer.

2° *Base expulsante formant un sel insoluble avec l'acide d'un sel soluble.*

Avant d'aller plus loin, je dois observer que les oxides salifiables les plus solubles dans l'eau sont aussi les plus alcalins, lorsqu'on évalue leur énergie chimique d'après le nombre des

cas où ils exercent la *plus grande affinité élective* par la voie humide. Ainsi la potasse, la soude, la lithine, la baryte, la strontiane, la chaux et la magnésie sont, sous ce rapport, les plus alcalins de tous les oxides.

L'ammoniaque, très-soluble dans l'eau, est plus forte que toutes les autres bases salifiables, les précédentes exceptées.

Enfin les bases salifiables quaternaires paraissent avoir plus d'affinité pour les acides que les oxides binaires insolubles.

Lorsqu'une base soluble est versée dans la solution d'un sel dont la base est soluble, et dont l'acide forme un sel insoluble avec la première, la décomposition s'opère en général : c'est ce qui a lieu avec l'eau de baryte ou l'eau de strontiane qu'on verse dans le sulfate de potasse, de soude ; la potasse, la soude, sont mises en liberté, et il se précipite du sulfate de baryte ou de strontiane. Plus la nouvelle combinaison est insoluble, plus la décomposition est complète.

Ce qui limite les cas des décompositions dont nous parlons, c'est que l'insolubilité de la nouvelle combinaison n'est pas absolue, et que sa solubilité peut être augmentée encore par la

base mise à nu : dès lors les deux bases agissent sur l'acide, et la décomposition est incomplète.

3° *Base expulsée insoluble, ou bien moins soluble que la base expulsante et que le nouveau sel.*

Lorsqu'une base insoluble ou peu soluble est tenue en dissolution dans l'eau par un acide soluble, si l'on verse dans la solution une base soluble qui forme un sel soluble avec l'acide, l'insolubilité de la première base conspirera avec l'affinité de la seconde pour décomposer le sel. C'est ainsi que les bases solubles décomposent tous, ou presque tous, les sels à base d'oxides insolubles; c'est ainsi que la potasse, la soude, précipitent la baryte, la strontiane de leurs dissolutions salines; c'est encore la raison pourquoi l'ammoniaque, agissant à froid sur la solution des sels de magnésie, peut en séparer une partie, et même la totalité, suivant M. Berzelius.

B. *La base expulsante et l'acide éprouvent un changement dans leur composition.*

Nous ne dirons rien de ce cas, parce qu'il est facile à concevoir d'après ce qui précède.

§ IX.

ACTION MUTUELLE DES SELS.

Quand on mêle des sels susceptibles d'agir l'un sur l'autre, il se présente en général deux cas très-différens,

1° Les deux sels s'unissent pour former un sel double;

2° Les deux sels se décomposent.

PREMIER CAS.

DEUX SELS FORMENT UN SEL DOUBLE.

Je citerai les sels de magnésie et d'ammoniaque, le sulfate d'alumine, qui forment des sulfates doubles avec ceux de potasse, d'ammoniaque, de soude, de protoxide de fer, etc.; le sulfate de nickel, le sulfate de cobalt, qui ont une disposition analogue.

DEUXIÈME CAS.

DES SELS FORMÉS DE BASE ET D'ACIDE DIFFÉRENS SE DÉCOMPOSENT MUTUELLEMENT.

Nous considérerons

1° *L'action mutuelle des sels par la voie sèche;*

2° *L'action mutuelle des sels dissous dans un même liquide;*

3° *L'action mutuelle des sels solubles et des sels insolubles.*

1° *Action mutuelle des sels par la voie sèche.*

Lorsque deux sels de genres différens et à bases différentes sont exposés à une chaleur que nous supposons insuffisante pour dénaturer leurs bases et leurs acides, *il y aura en général décomposition mutuelle si l'acide de l'un forme avec la base de l'autre un sel plus volatil que ceux qui existent.*

C'est ainsi, par exemple, qu'en chauffant un mélange *d'hydrochlorate d'ammoniaque et de sous-carbonate de chaux,* l'acide carbonique se porte sur l'ammoniaque pour former un sel très-volatil, tandis que l'acide hydrochlorique se porte sur la chaux, et donne naissance à un composé volatil, l'eau, et à un composé fixe, le chlorure de calcium.

La différence de fusibilité des sels est souvent suffisante pour déterminer des décompositions semblables.

Les sous-carbonates de potasse et de soude

décomposent par la voie sèche tous les sels insolubles.

2° *Action mutuelle des sels solubles dissous dans un même liquide.*

M. Berthollet a découvert une loi très-importante qui permet de prévoir les résultats que présenteront deux solutions salines que l'on mêlera, lorsqu'on connaîtra les solubilités respectives des sels mêlés, et celles des composés qui peuvent résulter de leur décomposition mutuelle. Cette loi est que

La décomposition mutuelle de deux sels dissous dans un liquide s'opère si l'acide de l'un d'eux forme avec la base de l'autre un composé moins soluble que les sels mélangés.

C'est ainsi que,

1° Le sulfate de soude décompose le nitrate de baryte;

2° Le sulfate d'alumine décompose l'acétate de plomb;

3° Le sous-carbonate d'ammoniaque décompose l'hydrochlorate de chaux; ce qui est l'inverse du résultat observé lorsque nous avons chauffé un mélange d'hydrochlorate d'ammoniaque et de sous-carbonate de chaux.

Cette loi est encore applicable lorsque les sels sont solubles, mais inégalement, et qu'on vient à évaporer leur solution de manière à obtenir des cristaux. *Les acides et les bases réagissent de manière à produire toujours, dans les circonstances où l'on opère, le composé le moins soluble.*

L'exemple le plus frappant de ce phénomène est la solution du sulfate de magnésie et de l'hydrochlorate de soude. Si vous la faites concentrer par l'ébullition, vous séparez du chlorure de sodium, et vous obtenez par le refroidissement du sulfate de magnésie.

Si vous faites refroidir la liqueur suffisamment concentrée, vous obtiendrez au contraire des cristaux de sulfate de soude et une eau-mère d'hydrochlorate de magnésie. De toutes les combinaisons possibles entre l'acide sulfurique, l'acide hydrochlorique, la magnésie et la soude, c'est le sulfate de soude la moins soluble dans l'eau, prise à quelques degrés au-dessus de zéro.

C'est un exemple remarquable de l'influence des circonstances pour déterminer des corps à s'unir plutôt dans un ordre que dans un autre.

3° *Action mutuelle des sels solubles et des sels insolubles.*

On peut établir en principe avec M. Dulong, *qu'il y a décomposition entre un sel insoluble et un sel soluble dans l'eau, toutes les fois que l'échange des principes immédiats de ces sels peut donner naissance à un sel insoluble dont la cohésion est plus grande que celle du premier.*

Si l'on avait une table où les sels insolubles dans l'eau seraient rangés par ordre de cohésion, il serait aisé de prévoir les cas où un sel insoluble et un sel soluble étant donnés, il y aurait décomposition réciproque. Malheureusement une pareille table n'existe pas; mais son exécution ne présenterait aucune difficulté si on procédait à une suite d'observations qui ont été indiquées par M. Dulong dans un mémoire, et sur lesquelles nous reviendrons dans un moment.

D'après l'influence que l'insolubilité exerce sur l'arrangement des acides et des bases salifiables réagissant au milieu de l'eau, il n'est pas étonnant *qu'il y ait décomposition lorsqu'un sel soluble et un sel insoluble peuvent donner naissance à deux sels insolubles.*

Il existe deux cas très-remarquables dans la

réaction des sels solubles et insolubles; c'est

1° Celui des carbonates de potasse et de soude sur les sels insolubles;

2° Celui des sels solubles de potasse et de soude sur des sous-carbonates insolubles.

Ils demandent un examen particulier, à cause de cette circonstance, qu'un des sels agissant peut être considéré comme un alcali faible.

M. Dulong a énoncé à leur sujet deux lois, que nous allons présenter successivement.

Première loi. — *Lorsque des carbonates ou sous-carbonates de potasse ou de soude réagissent au milieu de l'eau bouillante sur des sels insolubles susceptibles de former des sous-carbonates insolubles, la décomposition des sous-carbonates alcalins n'est jamais complète; tandis que la décomposition du sel insoluble peut toujours l'être lorsqu'il y a un excès suffisant du sous-carbonate soluble.*

Les expériences suivantes le prouvent.

A. On met dans un ballon de verre 30 à 35 parties d'eau, 1 partie de sous-carbonate de potasse et 1 partie de sulfate de baryte réduite en poudre fine; on y ajoute des fragmens de verre, pour éviter les soubresauts, puis on fait bouillir pendant deux heures.

La liqueur étant refroidie et éclaircie, puis décantée dans un ballon où l'on a mis 2 parties de sulfate de baryte et des fragmens de verre, on fait bouillir de nouveau; enfin, en répétant encore cette opération avec de nouveau sulfate, on reconnaît qu'il y a une époque où ce sel n'éprouve aucun changement, et de plus que la liqueur contient du sulfate et du sous-carbonate de potasse, qui sont l'un à l'autre dans un rapport constant, quel que soit l'excès du sulfate de baryte qui ait été employé.

B. D'un autre côté, en tenant dans 35 à 40 parties d'eau bouillante 1 partie de sulfate de baryte avec 5 parties de sous-carbonate de potasse, le sulfate de baryte est complètement converti en sous-carbonate.

Les résultats sont les mêmes en substituant le carbonate de potasse au sous-carbonate de potasse; et cela est tout simple, puisque le premier est réduit dans l'eau bouillante à du sous-carbonate.

Ils sont encore tout-à-fait analogues avec le sous-carbonate et le carbonate de soude, sauf le rapport du sous-carbonate décomposé à celui qui ne l'est pas. Par exemple, si l'on prend deux quantités de sous-carbonate de potasse et de

soude contenant la même quantité d'acide carbonique, et si on les fait bouillir séparément sur du sulfate de baryte, on verra que la quantité de sous-carbonate de baryte obtenue sera, avec le premier, représentée par 6, tandis qu'avec le second, elle le sera par 5.

Par conséquent, l'acide carbonique restant dans la liqueur est à celui qui s'est précipité sur la base insoluble dans un rapport différent.

Ce rapport est différent pour tous les sels insolubles d'un même acide et pour tous les sels insolubles d'une même base, ou, plus généralement, pour chaque espèce de sel insoluble et pour chaque espèce de sel soluble.

Explications des décompositions des sous-carbonates de potasse et de soude par les sels insolubles.

C'est un fait démontré par Berthollet, que la potasse ou la soude caustique, bouillies avec un sel insoluble, lui enlèvent une portion de son acide ; mais la décomposition s'arrête bientôt, par la raison que la proportion de la base du sel insoluble croissant, son affinité pour l'acide augmente, et il arrive un terme où elle balance l'affinité de la base soluble.

Des sous-carbonates de potasse ou de soude peuvent être considérés comme des alcalis faibles, car non-seulement ils réagissent comme ces derniers sur les réactifs colorés, mais les carbonates alcalins ont encore une réaction analogue. Lors donc qu'on les met en contact avec un sel insoluble, ils tendent à s'emparer de l'acide ; mais leur action serait bientôt arrêtée, si la base de ce sel, qui a été mise à nu, ne se combinait à l'acide carbonique. D'après cela, la condition de la portion du sel insoluble qui n'est pas décomposée est la même qu'au commencement; mais il en est autrement du liquide alcalin; à mesure que la décomposition fait des progrès, son alcalinité diminue, puisque l'acide carbonique qu'il abandonne, et qui ne produisait qu'une *demi-neutralisation*, est remplacé par une quantité d'acide qui produit une *neutralisation complète;* dès lors *la puissance décomposante du liquide s'affaiblit de plus en plus, et enfin elle s'arrête lorsqu'elle est en équilibre avec la force de cohésion du sel insoluble. Par conséquent,*

1° *Plus un sel aura de cohésion, plus le liquide restant conservera d'alcali ou de sous-carbonate indécomposé ;*

2° *Si on ajoute de la potasse ou de la soude caustique à du sous-carbonate de potasse ou de soude qui n'a plus d'action sur un sel insoluble, on doit déterminer une nouvelle décomposition du sous-carbonate alcalin; mais on ne peut jamais, par des additions successives, précipiter tout l'acide carbonique sur la base insoluble.*

DEUXIÈME LOI. — *Les sous-carbonates insolubles, bouillis avec des sels solubles dont l'acide peut former avec leur base des sels insolubles, sont complètement décomposés; mais lorsque les sels solubles sont à bases de potasse ou de soude, jamais la décomposition de ces sels n'est complète, quel que soit l'excès du sous-carbonate insoluble.*

Lorsque le sel soluble est à base d'ammoniaque, le sous-carbonate d'ammoniaque produit se dégage; il ne reste rien dans la liqueur.

Il n'y reste rien non plus lorsque le sel soluble est à base insoluble, c'est-à-dire que sa base est susceptible de former un sous-carbonate insoluble.

Enfin les anomalies à cette loi sont peu nombreuses et faciles à expliquer, si, après la réaction, on prend en considération la force dissolvante du liquide sur le produit insoluble, la

tendance du nouveau sel insoluble à passer à l'état de sous-sel, etc., etc.

Revenons à l'action des sous-carbonates insolubles sur les sels de potassse et de soude.

Expériences.

Des quantités de sulfate de soude et de sulfate de potasse contenant la même quantité d'acide sulfurique, par exemple 20 grammes de sulfate de soude cristallisé et 10gr.,367 de sulfate de potasse, bouillis séparément 2 heures dans 260 grammes d'eau avec 20 grammes de sous-carbonate de baryte, ont donné,

Le premier 10gr.,170 de sulfate de baryte;
Le second 9gr.,870 *id.*

Conséquemment, le sulfate de soude est plus décomposable, ou tient moins à l'acide sulfurique que le sulfate de potasse.

Ce résultat est conforme à l'expérience rapportée plus haut, où le sous-carbonate de potasse a décomposé plus de sulfate de baryte qu'une quantité de sous-carbonate contenant la même quantité d'acide carbonique (*pages* 54 et 55).

La réaction des sels à base de potasse et d

soude sur les sous-carbonates insolubles a cela de particulier encore, qu'il se dégage au commencement de la réaction une petite quantité de gaz acide carbonique qui s'arrête bientôt, quoique la décomposition continue à s'opérer.

Explication des décompositions des sels de potasse et de soude par les sous-carbonates insolubles.

Les sous-carbonates insolubles ayant une certaine énergie alcaline, puisqu'ils ne sont pas neutres, tendent à partager l'acide d'un sel soluble de potasse ou de soude avec lequel on les met en contact; mais pour que la décomposition du sel soluble s'opère, il faut qu'en vertu de la cohésion, il puisse se former un sel insoluble.

Au commencement d'une décomposition de ce genre, il se dégage du gaz acide carbonique, parce qu'alors la liqueur ne contient pas assez d'alcali pour vaincre la force élastique du gaz; mais à mesure que la décomposition se continue, l'alcalinité du liquide devenant de plus en plus forte, il arrive un moment où il ne se dégage plus d'acide carbonique; dès lors il se forme du sous-carbonate de potasse ou de soude.

Enfin la réaction continue *jusqu'à ce que la force d'alcalinité de la liqueur pour retenir l'acide du sel soluble de potasse ou de soude soit égale à la force de cohésion du nouveau sel insoluble.*

CONSÉQUENCES.

1° *La force de cohésion du nouveau sel insoluble produit est proportionnelle à la quantité de sel soluble décomposée.*

2° *Si on prenait un sous-carbonate insoluble d'une base* A *susceptible de former avec les acides sulfurique, phosphorique, arsénique, borique, chrômique, tungstique, etc., etc., des sels insolubles, et qu'après l'avoir fait bouillir avec du sulfate, du phosphate, de l'arséniate, du borate, du chrômate, du tungstate, etc., etc., de potasse ou de soude, on déterminât le rapport de la quantité du sulfate, du phosphate, de l'arséniate, du borate, du chrômate, du tungstate, etc., etc., de la base* A *produite, avec la quantité qui l'aurait été si la décomposition de chaque sel soluble eût été complète, on aurait des nombres exprimant les rapports de cohésion des divers sels de la base* A.

En répétant des expériences analogues avec

des sous-carbonates insolubles des bases B, C, D, *etc., on aurait de nouveaux nombres qui, réunis aux premiers, formeraient la table de cohésion des sels insolubles dont il a été question plus haut (page* 52).

Après avoir exposé les considérations les plus générales auxquelles l'étude des sels donne lieu, je vais indiquer l'ordre d'après lequel je traiterai de l'histoire de ces composés, parmi lesquels il y en a plusieurs qui sont de la plus grande utilité à l'art de la teinture.

Dans la leçon suivante, qui sera la 22e, j'exposerai les généralités que présentent les sels lorsqu'on les distribue en groupes dans chacun desquels l'acide est commun.

Dans la 23e leçon j'exposerai les généralités que présentent les sels lorsqu'on les distribue en groupes dans chacun desquels la base est commune.

Il est évident qu'un sel étant donné, on saura en trouver l'espèce, lorsqu'on sera en état de reconnaître 1° l'acide, et 2° la base salifiable, qui le constituent.

Enfin la 24e la 25e et la 26e leçons auront

pour objet l'étude des sels qui sont employés en teinture. Ils seront groupés d'après la considération de leur base, les généralités qui se déduisent de ces groupes étant bien plus utiles au teinturier que celles qui se déduisent des groupes établis d'après la nature de l'acide.

PARIS, IMPRIMERIE DE DECOURCHANT,
Rue d'Erfurth, n° 1, près de l'Abbaye.

VINGT-DEUXIÈME LEÇON.

DES GÉNÉRALITÉS QUE PRÉSENTENT LES SELS ORDONNÉS EN GENRES, D'APRÈS LA CONSIDÉRATION DE L'ACIDE.

INTRODUCTION.

Messieurs,

Les généralités principales que je compte établir dans la revue que je vais faire des genres des sels proprement dits, auront pour objet la composition de chacun d'eux et leurs propriétés les plus saillantes, parmi lesquelles je comprendrai celles qui sont propres à faire reconnaître l'espèce d'acide qui constitue chaque genre en particulier.

Toutes les fois qu'on aura à déterminer l'acide d'un sel insoluble qui ne sera pas le carbonique, on pourra le combiner à la potasse ou à la soude, en faisant bouillir pendant une

heure ou deux 4 à 5 parties du sel avec 1 partie de sous-carbonate de potasse ou de soude dissoute dans 35 parties d'eau, et l'on tiendra compte, dans la recherche que l'on fera ensuite de l'acide dissous par la potasse ou la soude, de la quantité de sous-carbonate qui aura résisté à la décomposition (21e *leçon, page* 53). La question sera alors réduite à déterminer l'acide d'un sel de potasse ou de soude. On sent d'après cela qu'il est nécessaire de donner une attention toute particulière, même dans ces généralités, aux sels qui ont ces alcalis pour bases.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

SELS A BASE D'OXIDES BINAIRES.

PREMIÈRE SECTION.

SELS FORMÉS D'OXACIDES ET D'OXIDES BINAIRES.

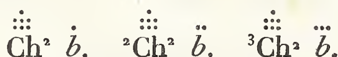
CHLORATES OXIGÉNÉS.

On n'a examiné, à proprement parler, qu'une seule espèce de ce genre, le chlorate oxigéné de potasse.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 7 : 1.

100 parties d'acide neutralisent 8,75 d'oxigène dans l'oxide.



$Ch^2\ \dot{b}.\quad {}^2Ch^2\ \ddot{b}.\quad {}^3Ch^2\ \dddot{b}.$

Dans ces formules et dans les suivantes $\dot{b}$ veut dire que la base contient 1 atome d'oxigène, $\ddot{b}$ qu'elle en contient 2, et $\dddot{b}$ qu'elle en contient 3.

II. PROPRIÉTÉS.

La chaleur réduit le chlorate oxigéné de potasse en oxigène et en chlorure de potassium.

Lorsqu'on le traite par l'acide sulfurique contenant un tiers de son poids d'eau, il ne se développe pas de couleur jaune, et si l'on soumet le mélange à la distillation, on obtient l'acide chlorique oxigéné.

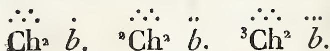
CHLORATES.

On ne connaît guère que les chlorates à base d'oxides salifiables énergiques.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1.

100 parties d'acide neutralisent 10,6 d'oxigène dans l'oxide.



II. PROPRIÉTÉS.

La chaleur réduit les chlorates, au moins ceux dont le métal a beaucoup d'affinité pour le chlore, en chlorure et en oxigène, et quel-

ques-uns en chlorure mêlé d'oxide; alors une portion de chlore peut se dégager.

Plusieurs chlorates, notamment celui de potasse, font des poudres fulminantes avec la plupart des matières combustibles.

L'acide sulfurique concentré, et même celui qui contient un tiers de son poids d'eau, mis en contact avec un chlorate sec, développe une couleur orangée ou jaune due à la réduction de l'acide chlorique en oxide de chlore, en chlore et en oxigène; il se manifeste en même temps une odeur forte.

Lorsque l'acide sulfurique est très-concentré, que le sel est bien sec, cette décomposition peut être assez rapide pour donner lieu à une production de feu, phénomène facile à concevoir, puisqu'on sait que les oxides de chlore en produisent lorsqu'ils se décomposent spontanément ou par élévation de température.

Les chlorates de	potasse	sont solubles.
	soude	
	baryte	
	strontiane	
	chaux	
	magnésie	
	zinc	
	cuivre	
	plomb	
	deutoxide de mercure	
	d'argent	

Le chlorate de protoxide de mercure ne l'est que très-peu.

Vous voyez que dans les chlorates oxigénés et les chlorates, le chlore est au radical de la base salifiable dans le rapport qui constitue les chlorures.

BROMATES.

Ces sels sont à peine connus.

IODATES.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1.

100 parties d'acide neutralisent 4,85 d'oxigène dans l'oxide.



Elle correspond, comme on le voit, à celle des chlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Par l'action de la chaleur, les plus stables, comme celui de potassium, sont réduits en iodure et en oxigène.

D'autres le sont en oxigène, en iode et en leur oxide.

Ils sont décomposés,

Par l'acide sulfureux : l'iode est mis à nu, et son oxigène convertit l'acide sulfureux en acide sulfurique ;

Par l'acide hydrochlorique : l'oxigène de l'acide iodique se porte sur l'hydrogène de l'acide hydrochlorique pour former de l'eau, et le chlore se porte sur l'iode ;

Par l'acide hydrosulfurique : résultat analogue au précédent, sauf que l'iode et le soufre ne se combinent pas.

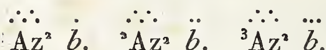
La plupart sont solubles dans l'eau.

NITRATES.

I. COMPOSITION.

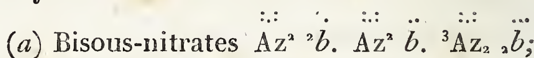
L'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1.

100 d'acide neutralisent 14,77 d'oxigène dans l'oxide.

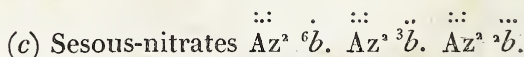


Elle correspond, comme on le voit, à celle des chlorates et des iodates.

Il y a des







II. PROPRIÉTÉS.

Tous les nitrates sont décomposés par la chaleur.

Les uns se réduisent en

Oxigène,
Hyponitrite, qui se réduit lui-même en { oxigène, deutoxide d'azote, azote, base. }

Les autres se réduisent en

Oxigène,
Acide nitreux,
Base;

ou bien encore

Acide nitrique hydraté,
Base.

Si les bases des nitrates chauffés sont susceptibles de se suroxider, elles se suroxident : c'est ce qui arrive au nitrate de protoxide de manganèse.

Les nitrates ont en général à chaud une forte action sur les corps combustibles.

Ils dégagent avec l'acide sulfurique concentré des fumées blanches d'acide nitrique reconnaissables à leur odeur. Au reste, il est toujours bien facile de s'en assurer en distillant le sel qu'on soupçonne être un nitrate dans une petite cornue munie d'un récipient; on recueille un produit acide qui doit former avec le protoxide de plomb un sel cristallisable en oc-

taèdres, qui, chauffé à sec dans un tube, donnera des fumées rouges.

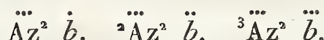
Tous les nitrates neutres sont solubles dans l'eau; aucun ne précipite la solution de nitrate d'argent.

HYPONITRITES.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide neutralisent 20,96 d'oxigène dans l'oxide.



$\dddot{Az}^2\,\dot{b}$. $\;{}^2\dddot{Az}^2\,\ddot{b}$. $\;{}^3\dddot{Az}^2\,\dddot{b}$.

Il y a des

(*a*) Bisous-hyponitrites $\dddot{Az}^2\,{}^2\dot{b}$. $\dddot{Az}^2\,\ddot{b}$. ${}^3\dddot{Az}^2\,{}^2\dddot{b}$;

(*b*) Quadrosous-nitrites $\dddot{Az}^2\,{}^4\dot{b}$. $\dddot{Az}^2\,{}^2\ddot{b}$. ${}^3\dddot{Az}^2\,{}^4\dddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

Les hyponitrites qui tiennent le plus à leur acide se réduisent par la chaleur en

Oxigène,
Deutoxide d'azote,
Azote,
Base;

les autres, en oxigène et en acide nitreux.

Tous sont décomposés par les acides sulfurique, nitrique, et même acétique bouillant. Lorsque la décomposition se fait avec la rapidité suffisante, il se manifeste des vapeurs rutilantes; mais quand on essaie à constater cette propriété sur un sel que l'on présume être un hyponitrite, il faut employer un acide qui ne fasse pas un sel insoluble avec la base salifiable, et ne pas faire usage d'un acide qui formerait de l'acide nitreux avec l'acide nitrique. L'acide nitrique peut être employé avec avantage lorsqu'on est sûr que la base du sel n'est pas susceptible de le décomposer en acide nitreux.

NITRITES.

S'ils existent, ils sont inconnus.

Il y a des acides que nous n'avons pu isoler des bases salifiables : tel est l'acide hyponitreux; il en est d'autres, au contraire, que nous ne connaissons qu'à l'état libre : tel est l'acide nitreux : M. Dulong l'ayant mis à l'état de vapeur en contact avec de la baryte chauffée à 200°, a vu celle-ci entrer en incandescence;

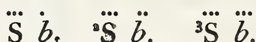
il a vu ensuite qu'elle était neutralisée par de l'acide hyponitreux et de l'acide nitrique, provenant de la décomposition de l'acide nitreux.

SULFATES.

I. COMPOSITION.

Dans les sulfates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide neutralisent une quantité de base qui contient 19,95 d'oxigène.



$\dddot{S}\,\dot{b}$. $^2\dddot{S}\,\ddot{b}$. $^3\dddot{S}\,\dddot{b}$.

Il existe des

(*a*) Bisulfates $^2\dddot{S}\,\dot{b}$. $^4\dddot{S}\,\ddot{b}$. $^6\dddot{S}\,\dddot{b}$;

(*b*) Sesquisous-sulfates $^2\dddot{S}\,{}^3\dot{b}$. $^4\dddot{S}\,{}^3\ddot{b}$. $^2\dddot{S}\,\dddot{b}$;

(*c*) Trisous-sulfates $\dddot{S}\,{}^3\dot{b}$. $^2\dddot{S}\,{}^3\ddot{b}$. $\dddot{S}\,\dddot{b}$;

(*d*) Sesous-sulfates $\dddot{S}\,{}^6\dot{b}$. $\dddot{S}\,{}^3\ddot{b}$. $\dddot{S}\,{}^2\dddot{b}$;

(*e*) Dodecasous-sulfates $\dddot{S}\,{}^{12}\dot{b}$. $\dddot{S}\,{}^6\ddot{b}$. $\dddot{S}\,{}^4\dddot{b}$;

II. PROPRIÉTÉS.

Les sulfates de potasse, de soude, de lithine, de baryte, de strontiane, de chaux, etc., chauf-

fés avec du charbon, sont réduits en sulfures métalliques.

L'hydrogène, à une chaleur rouge, produit le même effet sur un grand nombre de sulfates.

Aucun sulfate ne dégage de vapeur lorsqu'on le traite par l'acide sulfurique.

Les sulfates sont ou solubles, ou insolubles dans l'eau.

Les sulfates qui y sont dissous précipitent tous la solution de chlorure de barium en une matière blanche insoluble dans un excès d'acide hydrochlorique : cette matière, mêlée avec du charbon, et exposée à la chaleur rouge dans un tube de verre, donne un sulfure facile à reconnaître à l'odeur de l'acide hydrosulfurique qu'il développe dans la bouche, ou quand on verse dessus de l'acide hydrochlorique faible.

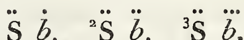
Les sulfates insolubles sont décomposés par la solution du sous-carbonate de potasse; la liqueur, séparée du résidu et neutralisée ensuite par l'acide hydrochlorique, précipite le chlorure de barium en sulfate. Au reste, on pourrait encore, en faisant évaporer à sec la liqueur neutre, et en chauffant la matière fixe avec du charbon, obtenir sur-le-champ du sulfure de potassium.

SULFITES.

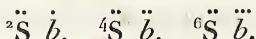
I. COMPOSITION.

Dans les sulfites, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 2 : 1.

100 parties d'acide sulfureux neutralisent une quantité d'oxide qui contient 24,93 d'oxigène.



Il existe des bisulfites



On voit que dans les sulfites et les sulfates le soufre est au radical dans le rapport qui constitue des sulfures.

II. PROPRIÉTÉS.

Mis dans la bouche, ils laissent dégager une quantité de leur acide qui est sensible à l'odorat.

Tous les sulfites sont altérables par l'action de la chaleur. Ceux qui tiennent le plus à l'acide, comme les sulfites de baryte, de potasse, se changent en sulfates et en sulfures. Lorsque la base n'a pas une grande tendance à se sulfurer, il y a du soufre qui se dégage.

Ils sont tous décomposés par les acides sulfurique, hydrochlorique, etc., en dégageant de l'acide sulfureux facile à reconnaître à l'odorat. Si la base est soluble dans l'acide employé, il ne se dépose pas de soufre.

L'acide nitrique chaud les suroxide en dégageant de la vapeur nitreuse.

Le chlore humide produit le même effet.

Parmi les sulfites, il n'y a que ceux de potasse, de soude, d'alumine, et vraisemblablement de lithine, qui soient solubles.

HYPOSULFATES.

I. COMPOSITION.

Dans les hyposulfates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 5 : 1.

100 parties d'acide hyposulfurique neutralisent une quantité de base qui contient 11,083 d'oxigène.



II. PROPRIÉTÉS.

Les hyposulfates, exposés à une chaleur peu élevée, dégagent de l'acide sulfureux, et laissent un résidu de sulfate neutre.

L'acide hyposulfurique est déplacé de ses combinaisons par l'acide sulfurique. Il ne se décompose que dans le cas où la température des corps est suffisamment élevée.

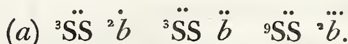
Tous les hyposulfates connus sont solubles dans l'eau.

Ils n'absorbent pas, ou que très-lentement, l'oxigène de l'air.

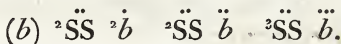
HYPOSULFITES.

I. COMPOSITION.

Il existe des hyposulfites composés ainsi qu'il suit :



(*a*) $^3S\ddot{S}\ ^2\dot{b}$ $\ ^3S\ddot{S}\ \ddot{b}$ $\ ^9S\ddot{S}\ ^2\dddot{b}$.



(*b*) $^2S\ddot{S}\ ^2\dot{b}$ $\ ^2S\ddot{S}\ \ddot{b}$ $\ ^3S\ddot{S}\ \dddot{b}$.



(*c*) $S\ddot{S}\ ^2\dot{b}$ $\ S\ddot{S}\ \ddot{b}$ $\ ^3S\ddot{S}\ ^2\dddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

Tous les hyposulfites sont décomposés par la chaleur.

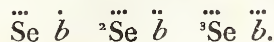
Ils le sont par les acides sulfurique, hydrochlorique, phosphorique, arsénique, etc. ; il se dégage du gaz acide sulfureux, et il se dépose du soufre. Cette propriété est caractéristique.

SÉLÉNIATES.

I. COMPOSITION.

Dans les séléniates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide sélénique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 12,56 d'oxigène.



On voit que cette composition correspond à celle des sulfates.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils présentent des propriétés analogues à celles des sulfates; le séléniate de potasse ou de soude, mêlé avec le sel ammoniac, donne un sublimé de sélénium par l'action de la chaleur.

Bouillis avec de l'acide hydrochlorique, ils donnent du chlore et de l'acide sélénieux dont on peut précipiter le sélénium par l'acide sulfureux.

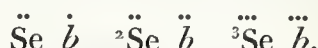
L'acide hydrosulfurique ne décompose pas l'acide sélénique, ce qui donne un moyen d'isoler ce dernier de plusieurs oxides, notamment du protoxide de plomb.

SÉLÉNITES.

I. COMPOSITION.

Dans les sélénites, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 2 : 1.

100 parties d'acide sélénieux neutralisent une quantité d'oxide qui contient 14,37 d'oxigène.



$\ddot{Se}\,\dot{b}\quad {}^2\ddot{Se}\,\ddot{b}\quad {}^3\dddot{Se}\,\dddot{b}.$

Cette composition correspond à celle des sulfites.

Il y a des

(*a*) Bisélénites ${}^2\ddot{Se}\,\dot{b}\quad {}^4\ddot{Se}\,\ddot{b}\quad {}^6\ddot{Se}\,\dddot{b}$;

(*b*) Quadrosélénites ${}^4\ddot{S}\,\dot{b}\quad {}^8\ddot{Se}\,\ddot{b}\quad {}^{12}\ddot{Se}\,\dddot{b}$;

(*c*) Sous-sélénites.

II. PROPRIÉTÉS.

La chaleur seule ne les décompose pas, ou que très-difficilement.

Les sélénites sont insolubles dans l'eau, excepté ceux de potasse et de soude.

Tous les sursélénites y sont solubles.

Le carbone rouge décompose les sélénites; il se dégage des gaz acide carbonique et oxide de carbone. Quant au sélénium, il peut rester en totalité, ou en partie seulement, fixé au métal

de l'oxide; enfin il peut se dégager en totalité; alors le résidu est de l'oxide.

L'acide sulfurique et les acides phosphorique, arsénique et borique, à chaud, décomposent les sélénites.

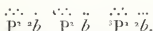
L'acide sulfureux les décompose; il se précipite du sélénium, et l'acide sulfureux est converti en acide sulfurique.

PHOSPHATES.

I. COMPOSITION.

Dans les phosphates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 5 : 2.

100 parties d'acide phosphorique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 22,40 d'oxigène.



Il existe des

(*a*) Sesquiphosphates $^{3}P^{2}\,{}^{4}b$. $^{3}P^{2}\,{}^{2}b$. $^{9}P^{2}\,{}^{4}b$;

(*b*) Surphosphates intermédiaires $^{4}P^{2}\,{}^{3}b$;

(*c*) Biphosphates $^{2}P^{2}\,{}^{2}b$. $^{2}P^{2}\,b$. $^{6}P^{2}\,{}^{2}b$.

(*d*) Sousesquiphosphates $^{2}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}{}^{2}\ {}^{6}\dot{b}$. $^{2}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}{}^{2}\ {}^{3}\ddot{b}$. $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}{}^{2}\ \dddot{b}$;

(*e*) Sous-phosphates intermédes $^{4}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}{}^{2}\ {}^{5}\ddot{b}$. $^{3}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}{}^{2}\ {}^{4}\ddot{b}$;

(*f*) Bisous-phosphates $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}{}^{2}\ {}^{4}\dot{b}$ $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}{}^{2}\ {}^{2}\ddot{b}$ $^{3}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}{}^{2}\ {}^{4}\dddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

Les phosphates, exposés à l'action de la chaleur, n'éprouvent aucune décomposition, à moins que l'oxide salifiable ne soit susceptible d'absorber de l'oxigène à l'atmosphère, ou d'en perdre.

En général ils se fondent en verre qui devient plus ou moins opaque en refroidissant.

Ils ne font aucune effervescence avec les acides sulfurique, hydrochlorique, etc.; ils n'en produiraient avec l'acide nitrique chaud qu'autant que leur base serait susceptible de le décomposer.

Les phosphates solubles précipitent le nitrate d'argent en un phosphate jaune serin.

Ils précipitent le nitrate de plomb en un phosphate blanc qui a la propriété caractéristique de se fondre au chalumeau en un bouton qui cristallise en polyèdre par le refroidissement.

Les phosphates insolubles, traités par le sous-carbonate de potasse, donnent un phosphate soluble qu'on peut soumettre aux épreuves précédentes, après avoir toutefois neutralisé l'excès du sous-carbonate auquel il est mêlé.

Les phosphates, chauffés dans un tube avec du potassium, donnent un phosphure qui, étant mis avec de l'acide hydrochlorique faible, dégage de l'hydrogène phosphoré facile à reconnaître.

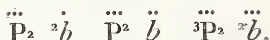
Les phosphates insolubles, traités par l'acide sulfurique, sont en général décomposés; le mélange cède de l'acide phosphorique à l'alcool.

PHOSPHITES.

I. COMPOSITION.

Dans les phosphites, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 2.

100 parties d'acide phosphoreux neutralisent une quantité d'oxide qui contient 28,88 d'oxigène.



On voit donc que dans les phosphites et les phosphates neutres correspondans, le phos-

phore est au radical de la base salifiable dans un même rapport; de sorte que si l'acide d'un phosphite neutre s'oxigène au maximum, la neutralité n'est pas changée : c'est ce que M. Gay-Lussac a observé.

Il y a, outre les phosphites neutres,

(*a*) Des surphosphites;

(*a*) Des sousphosphites.

II. PROPRIÉTÉS.

Tous les phosphites, excepté ceux de potasse et de soude, sont insolubles, ou presque insolubles.

Projetés sur les charbons ardens, ils donnent une flamme plus ou moins jaune.

L'acide nitrique les convertit en phosphates; il y a dégagement d'acide nitreux.

Lorsqu'on les distille, ils perdent du phosphore, et il reste un sous-phosphate.

HYPOPHOSPHITES.

I. COMPOSITION.

Elle est inconnue.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont tous solubles dans l'eau : conséquem-

ment, l'hypophosphite de potasse ne précipite pas l'eau de baryte, comme le fait le phosphite.

Projetés sur les charbons ardens, ils brûlent avec une belle flamme jaune, et passent à l'état de phosphates.

Ils donnent à la distillation de l'hydrogène phosphoré, du phosphore, et un résidu de phosphate.

Tous précipitent à l'état métallique l'or et l'argent de leurs dissolutions.

ARSÉNIATES.

I. COMPOSITION.

Dans les arséniates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 5 : 2.

100 parties d'acide arsénique neutralisent 13,88 d'oxigène dans la base.



Il existe

(*a*) Des biarséniates $^{2}\dddot{As}^{2}\,{}^{2}\dot{b}$ $\;^{2}\dddot{As}^{2}\,\ddot{b}^{6}$ $\;\dddot{As}^{2}\,{}^{2}\dddot{b}$;

(*b*) Des sesquisous-arséniates $^{3}\dddot{As}^{2}\,{}^{2}\ddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

Les arséniates les plus stables, comme ceux de potasse, de soude, sont fusibles.

Les arséniates à base d'un oxide réductible par la chaleur se convertissent en acide arsénieux, en oxigène et en métal : tel est l'arséniate d'argent.

Les arséniates à base d'un oxide inférieur susceptible de se suroxider par la chaleur, se réduisent en acide arsénieux et en peroxide : tel est l'arséniate de protoxide de fer.

Les arséniates de potasse et de soude sont seuls solubles. Ces solutions précipitent le nitrate d'argent en un arséniate d'un rouge de brique. Elles verdissent la couleur de violettes. Elles ne précipitent pas d'acide arsénieux quand on y verse de l'acide hydrochlorique ou nitrique.

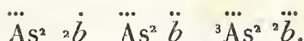
Parties égales de charbon et d'un arséniate, chauffées au rouge, donnent un sublimé d'arsenic.

ARSÉNITES.

I. COMPOSITION.

Dans les arsénites, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 3 : 2.

100 parties d'acide arsénieux sont neutralisées par une quantité d'oxide qui contient 16,12 d'oxigène.



Le rapport de l'arsenic au radical de l'oxide est le même que dans les arséniates, et leur composition correspond donc à celle des phosphites, comme celle des arséniates correspond à celle des phosphates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les arsénites très-stables, comme ceux de potasse, de soude, chauffés, se réduisent en arsenic et en sous-arséniates.

Les arsénites moins stables donnent de l'acide arsénieux.

Il n'y a que les arsénites de potasse et de soude qui soient solubles dans l'eau.

Les acides sulfurique, nitrique, etc., sépa-

rent de leur solution concentrée de l'acide arsénieux.

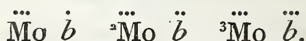
Le charbon les décompose de la même manière que les arséniates.

MOLYBDATES.

I. COMPOSITION.

Dans les molybdates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 11,13 d'oxigène.



II. PROPRIÉTÉS.

Les molybdates de potasse et de soude sont seuls très-solubles. L'acide sulfurique, etc., en précipite l'acide molybdique, facile à reconnaître, d'après ce que nous avons dit (TOM. 1er, *leçon* 8, *pag.* 2); il est redissous par un excès d'eau.

Lorsqu'on met du zinc avec un peu d'acide hydrochlorique dans une solution de molybdate de potasse ou de soude, la liqueur passe

au bleu. Un résultat semblable s'obtient avec le tungstate de potasse ou de soude.

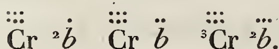
Pour constater la nature des molybdates insolubles ou peu solubles, il faut les convertir en molybdate de potasse ou de soude, en les décomposant par les sous-carbonates de ces bases.

CHROMATES.

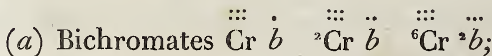
I. COMPOSITION.

Dans les chromates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide chromique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 15,34 d'oxigène.



Il y a des





II. PROPRIÉTÉS.

Les chromates neutres à base incolore sont jaunes.

Les chromates neutres à base colorée sont, à plus forte raison, colorés.

Les solutions des chromates neutres solubles sont jaunes; elles précipitent le nitrate d'argent en petites aiguilles pourpres, le nitrate de plomb en flocons jaunes, le nitrate de protoxide de mercure en rouge jaunâtre. Ce précipité a la propriété remarquable de donner de l'oxide de chrôme pur quand on le chauffe au rouge.

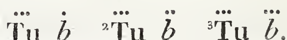
En faisant rougir les chromates insolubles avec un poids de nitrate de potasse ou de sous-carbonate de potasse égal au leur, en lessivant le résidu, on obtient du chromate de potasse facile à reconnaître.

TUNGSTATES.

I. COMPOSITION.

Dans les tungstates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide tungstique neutralisent une quantitité d'oxide qui contient 6,74 d'oxigène.



II. PROPRIÉTÉS.

Les tungstates dont la base est stable sont indécomposables au feu.

Les tungstates insolubles sont décomposés par tous les acides qui dissolvent les oxides de ces sels. Le résidu est l'acide tungstique, reconnaissable à sa couleur jaune, à la propriété de former avec l'ammoniaque une solution cristallisable en aiguilles incolores par l'évaporation spontanée.

La solution des tungstates de potasse, de soude et d'ammoniaque, dans laquelle on ajoute un peu d'acide hydrochlorique, laisse précipiter une matière blanche qui, étant bouillie avec de l'acide hydrochlorique, se réduit à de l'acide tungstique jaune.

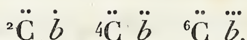
La même solution alcaline, mise avec de l'acide hydrochlorique et du zinc, donne un précipité bleu comme le font les molybdates alcalins; mais il est aisé de distinguer l'acide tungstique de l'acide molybdique.

CARBONATES.

I. COMPOSITION.

Dans les carbonates, l'oxigène de l'acide est à l'oxigène de l'oxide :: 4 : 1.

100 parties d'acide carbonique neutralisent une quantité de base qui contient 18,08 d'oxigène.



Il existe en outre

(*a*) Des sesquisous-carbonates $3\ddot{C}\ {}^2\dot{b}$ $3\ddot{C}\ \ddot{b}$;

(*b*) Des bisous-carbonates ou sous-carbonates $2\ddot{C}\ {}^2\dot{b}$ ${}^2\ddot{C}\ \ddot{b}$ ${}^3\ddot{C}\ \dddot{b}$;

(*c*) Des quadrosous-carbonates $\ddot{C}\ {}^2\dot{b}\ \ddot{C}\ \ddot{b}\ {}^3\ddot{C}\ {}^2\dddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

On ne connaît bien que deux carbonates d'oxides, ceux de potasse et de soude; les autres carbonates n'ont guère été obtenus qu'en dissolution dans l'eau.

Les sels que nous avons appelés sous-carbonates sont les carbonates de M. Berzelius. Lorsqu'on les considère comme des sels neutres, on est obligé de considérer nos carbonates de potasse et de soude comme des carbonates acides: or, ces derniers ont une réaction alcaline, c'est pourquoi nous n'avons pas admis la nomenclature que M. Berzelius leur a appliquée.

Les carbonates et sous-carbonates sont caractérisés par l'effervescence qu'ils font avec les

acides nitrique, hydrochlorique, sulfurique, et la plupart des acides capables de dissoudre leur base ; l'effervescence pourrait n'être que très-légère si le nouveau sel était insoluble. Il est aisé de recueillir l'acide carbonique, cause de l'effervescence, en faisant passer le carbonate qu'on essaie, après l'avoir enveloppé de papier, dans une cloche de verre renversée sur le mercure, et contenant de l'acide hydrochlorique étendu.

L'acide carbonique se reconnaît à sa faible odeur, à ce qu'il faut pour le dissoudre un volume d'eau égal au sien, au précipité qu'il donne avec l'eau de baryte, à sa faible action sur le papier de tournesol, à sa décomposition par le potassium.

Tous les sous-carbonates sont insolubles, excepté ceux de potasse et de soude.

Tous les carbonates, excepté ceux de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, se décomposent aisément par la chaleur.

OXALATES ou CARBONITES.

I. COMPOSITION.

Dans les oxalates, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 3 : 1.

100 parties d'acide oxalique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 22,07 d'oxigène.

Il existe outre les oxalates neutres des

(*a*) Bioxalates,

(*b*) Quadroxalates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les oxalates solubles précipitent les solutions des sels de chaux, et de plomb.

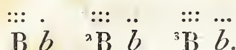
L'oxalate de plomb, décomposé par l'acide sulfurique ou l'acide hydrosulfurique, donne de l'acide oxalique cristallisable, volatilisable, etc. ; en un mot, un corps facile à reconnaître.

BORATES.

I. COMPOSITION.

Dans les borates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 6 : 1, suivant le second travail de M. Berzelius (Tom. 1, *leçon 4, pag. 4*).

100 parties d'acide borique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 11,47 d'oxigène.



$\overset{:::}{B}\,\dot{b}$ $\quad {}^{2}\overset{:::}{B}\,\ddot{b}$ $\quad {}^{3}\overset{:::}{B}\,\dddot{b}$.

Il existe en outre

(*a*) Des biborates ${}^{2}\overset{:::}{B}\,\dot{b}$ $\quad {}^{4}\overset{:::}{B}\,\ddot{b}$ $\quad {}^{6}\overset{:::}{B}\,\dddot{b}$;

(*b*) Des sesquisous-borates ${}^{2}\overset{:::}{B}\,{}^{3}\dot{b}$. $\quad {}^{4}\overset{:::}{B}\,{}^{3}\ddot{b}$. $\quad {}_{2}\overset{:::}{B}\,\dddot{b}$;

(*c*) Des bisous-borates $\overset{:::}{B}\,{}^{2}\dot{b}$ $\quad \overset{:::}{B}\,\ddot{b}$ $\quad {}^{3}\overset{:::}{B}\,{}^{2}\dddot{b}$;

(*d*) Des trisous-borates $\overset{:::}{B}\,{}^{3}\dot{b}$. $\quad {}^{2}\overset{:::}{B}\,{}^{3}\ddot{b}$. $\quad \overset{:::}{B}\,\dddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

Les borates neutres sont alcalins aux réactifs colorés.

Quand la base est inaltérable au feu, les borates le sont aussi; en général, ils sont fusibles en verre.

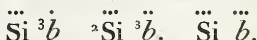
Ils sont faciles à reconnaître lorsqu'on les traite par les acides sulfurique, nitrique ou hydrochlorique bouillans; par le refroidissement, la solution laisse déposer des écailles d'acide borique surhydraté, reconnaissables à leur forme, à leur faible acidité, à la propriété de se dissoudre dans l'alcool, et d'en teindre la flamme en vert.

SILICATES.

COMPOSITION.

Dans les silicates, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 1 : 1.

100 parties d'acide silicique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 51,92 d'oxigène.



$\dddot{Si}\,{}^3\dot{b}$ ${}^2\dddot{Si}\,{}^3\ddot{b}$. $\dddot{Si}\,\dddot{b}$.

Il existe en outre

(*a*) Des bisilicates ${}^2\dddot{S}\,{}^3\dot{b}$ ${}^4\dddot{Si}\,{}^3\ddot{b}$ ${}^2\dddot{Si}\,\dddot{b}$;

(*b*) Des trisilicates $\dddot{Si}\,\dot{b}$ ${}^2\dddot{Si}\,\ddot{b}$ ${}^3\dddot{Si}\,\dddot{b}$;

(*c*) Des quadrosilicates ${}^4\dddot{Si}\,{}^3\dot{b}$ ${}^8\dddot{Si}\,{}^3\ddot{b}$ ${}^4\dddot{Si}\,\dddot{b}$;

(*d*) Des bisousilicates $\dddot{Si}\,{}^6\dot{b}$ $\dddot{Si}\,{}^3\ddot{b}$ $\dddot{Si}\,{}^2\dddot{b}$;

(*e*) Des trisousilicates $\dddot{Si}\,{}^9\dot{b}$ ${}^2\dddot{Si}\,{}^9\ddot{b}$ $\dddot{Si}\,{}^3\dddot{b}$.

Tous les silicates sont indécomposables au feu.

Tous, excepté ceux de potasse et de soude, sont décomposables quand on les fond avec trois fois leur poids de potasse; la matière, traitée par un acide étendu, se dissout, si cet acide est susceptible d'ailleurs de dissoudre la base du silicate. La solution concentrée convenablement et refroidie se prend en gelée; si elle est

évaporée à sec, et que le résidu soit traité par l'eau, elle laisse de la silice indissoute qui est facile à reconnaître.

COLOMBATES ou TANTALATES.

Ces sels sont à peine connus. On sait que les colombates de soude et de potasse sont solubles, et que les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique, etc., versés dans ces solutions, en précipitent l'acide colombique.

TITANIATES.

COMPOSITION.

Suivant M. H. Rose, l'oxigène de l'acide titanique, dans les titaniates, est à l'oxigène de la base :: 2 : 1.

L'oxide de titane est susceptible de former avec les bases salifiables des combinaisons qui n'ont le caractère salin qu'à un très-faible degré. Pour reconnaître l'acide titanique dans ces combinaisons, il faut en faire passer l'acide dans de l'acide hydrochlorique ; et en général, les titaniates y sont solubles quand on les prend

3.

dans un certain état de division. Il est facile de reconnaître l'acide titanique à la couleur rouge brune du précipité qu'il donne avec l'hydrocyanoferrate de potasse et l'infusion de noix de galle, à sa dissolution hydrochlorique, qui est jaune et très-astringente, et qui a la propriété de se colorer en bleu ou en violet par l'étain et le zinc.

ANTIMONIATES ET ANTIMONITES.

I. COMPOSITION.

Suivant M. Berzelius,

Dans les antimoniates, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1 ;

Et dans les antimonites :: 4 : 1.

II. PROPRIÉTÉS.

On ne peut guère distinguer les antimonites des antimoniates et des autres composés salins en général qu'en les décomposant par les acides, afin d'en extraire l'acide antimonique ou l'acide antimonieux.

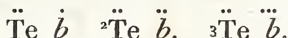
Un grand nombre de ces composés ont présenté à M. Berzelius le phénomène de l'incandescence par une simple élévation de tempéra-

ture, sans qu'il y eût d'ailleurs soustraction d'un de leurs principes, ou absorption de quelque corps étranger. M. Berzelius attribue ce phénomène à un degré plus intime de combinaison que la chaleur détermine entre les élémens.

TELLURATES.

I. COMPOSITION.

Suivant M. Berzelius, l'oxide de tellure ou l'acide tellurique est susceptible de former des espèces de sels dans lesquelles l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 2 : 1.



$$\ddot{Te}\,\dot{b} \quad {}^{2}\ddot{Te}\,\ddot{b}. \quad {}^{3}\ddot{Te}\,\dddot{b}.$$

II. PROPRIÉTÉS.

On ne peut guère les reconnaître qu'en les décomposant, pour en séparer l'acide tellurique.

L'acide tellurique ou oxide de tellure est soluble dans l'acide hydrochlorique concentré. La solution est incolore; elle précipite par l'eau une matière saline blanche.

Elle précipite en blanc par l'ammoniaque. Le précipité est soluble dans les eaux de potasse et de soude.

L'acide hydrosulfurique y fait un précipité d'un brun orangé.

En chauffant l'acide tellurique mêlé de charbon dans une petite cornue, vous obtenez du tellure réduit.

AURATES.

Plusieurs chimistes, et particulièrement M. J. Pelletier, ont considéré le peroxide d'or comme jouant le rôle d'acide dans ses combinaisons avec les bases salifiables.

Au reste, il n'a qu'une faible affinité pour elles, excepté cependant l'ammoniaque.

Les aurates de potasse et de soude sont décomposés par la plupart des acides et des matières combustibles.

URANIATES.

On sait que le peroxide d'urane s'unit à un grand nombre d'oxides, et qu'il joue alors le rôle d'acide ; mais jusqu'ici la composition de ces matières n'a pas été déterminée d'une manière précise.

MANGANÉSIATES.

On n'a guère étudié que le manganésiate de potasse. On sait qu'il est rouge quand il est neutre, et vert quand il est avec excès de base.

J'ai parlé il y a plusieurs années de quelques manganésiates insolubles.

Quoi qu'il en soit, rien de plus facile à reconnaître que la présence de l'acide manganésique dans une solution aqueuse où il est uni à la soude ou à la potasse. Si le sel est vert, les acides saturés d'oxigène font passer la liqueur au rouge; si le sel est rouge, les alcalis le font passer au vert.

L'acide hydrochlorique chaud le décolore en produisant du chlore.

Toutes ou presque toutes les matières combustibles décolorent la solution des manganésiates de potasse ou de soude en en désoxigénant l'acide.

Les manganésiates insolubles, chauffés avec de la potasse, cèdent leur acide à cet alcali. En appliquant l'eau à la matière fondue, on obtient le nouveau manganésiate en dissolution.

SECTION II.

SELS FORMÉS D'OXACIDES TERNAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

Les genres de cette section sont les *cyanates* de M. Sérullas et les *cyanites* de M. Vôhler. Ils ne sont point assez connus pour que nous en parlions.

SECTION III.

SELS FORMÉS DE CHLORACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

Les *hydrochlorates*, les *chlorosléniates*, les *chlorophosphates*, les *chlorosilicates*, appartiennent à cette section. Excepté les premiers, les autres ont été à peine étudiés; c'est pourquoi nous n'en parlerons pas.

HYDROCHLORATES.

I. COMPOSITION.

Nous avons déjà eu l'occasion de remarquer qu'il faut, pour neutraliser l'acide hydrochlorique, une quantité d'oxide dont l'oxigène soit dans le rapport convenable pour former de

l'eau avec l'hydrogène qui est uni au chlore : c'est cette circonstance qui rend impossible de décider si, lorsqu'on opère la neutralisation de l'acide au milieu de l'eau, et qu'il ne se dépose pas de matière solide, on a formé un hydrochlorate d'oxide ou deux composés binaires, de l'eau et un chlorure.

II. PROPRIÉTÉS.

Tous les hydrochlorates ou chlorures hydratés, ainsi que les chlorures solubles, donnent, quand on les traite par l'acide sulfurique concentré et chaud, du gaz acide hydrochlorique dont les propriétés sont faciles à constater.

Le gaz hydrochlorique qui se dégage d'un mélange d'acide sulfurique et d'hydrochlorate, ou de chlorure mêlé de silice, n'a pas la propriété de déposer un givre blanc sur un feutre humide qu'on expose à son contact, ainsi que le fait la vapeur acide qui s'exhale d'un hydrophtorate ou d'un phtorure mêlé à l'acide sulfurique.

Les hydrochlorates ou chlorures dissous dans l'eau précipitent le nitrate d'argent en un chlorure blanc, épais, pesant, soluble dans l'ammoniaque, et insoluble dans l'acide nitrique.

SECTION IV.

SELS FORMÉS DE CHLORACIDES TERNAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

CHLOROXICARBONATES.

Ils sont à peine connus.

SECTION V.

SELS FORMÉS DE PHTORACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROPHTORATES.

I. COMPOSITION.

Elle correspond à celle des hydrochlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les hydrophtorates ou les phtorures, mêlés à l'acide sulfurique et à du verre pilé, laissent dégager une vapeur acide qui a la propriété de déposer un *givre blanc* de silice sur un feutre humide qu'on expose à son contact.

PHTOROBORATES.

Ils sont à peine connus.

PHTOROSILICATES.

Ils sont à peine connus.

SECTION VI.

SELS FORMÉS DE BROMACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROBROMATES.

I. COMPOSITION.

Elle est analogue à celle des hydrochlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les hydrobromates ou les bromures jaunissent et laissent dégager du brôme par le contact des corps qui ont de l'affinité pour l'hydrogène, tels que le chlore; ou qui ont de la tendance à abandonner de l'oxigène; tels sont les acides chlorique et nitrique par exemple.

SECTION VII.

SELS FORMÉS D'IODACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDRIODATES.

I. COMPOSITION.

Elle est analogue à celle des hydrochlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont décomposés par l'acide sulfurique, mais non à la manière des hydrochlorates, du moins quand l'acide sulfurique est en excès. Il se forme de l'eau, de l'acide sulfureux et un dépôt d'iode.

Ils sont décomposés par l'acide nitrique concentré et le chlore; l'iode est mis en liberté.

Les acides sulfureux, hydrochlorique et hydrosulfurique ne décomposent pas l'acide hydriodique uni aux bases salifiables.

SECTION VIII.

SELS FORMÉS DE SULFACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROSULFATES.

I. COMPOSITION.

Elle est analogue à celle des hydrochlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les hydrosulfates ou les sulfures hydratés donnent lieu à une effervescence d'acide hydrosulfurique quand on les traite par l'acide sulfurique ou l'acide hydrochlorique étendus.

Les hydrosulfates solubles sont ceux de potasse, de soude, de lithine, de baryte, de strontiane, de chaux et de magnésie; ils sont très-altérables par le contact de l'oxigène atmosphérique; ils sont incolores, ils exhalent l'odeur propre à leur acide, et manifestent les propriétés qui caractérisent ce dernier.

SECTION IX.

SELS FORMÉS DE SÉLÉNIOACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROSÉLÉNIATES.

I. COMPOSITION.

Elle est analogue à celle des hydrochlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Elles ont beaucoup d'analogie avec celles des hydrosulfates. Les hydroséléniates de potasse, de soude, de lithine, de baryte, de strontiane, de chaux, de magnésie, sont seuls solubles.

Ils sont odorans comme les hydrosulfates.

L'oxigène de l'air les décompose.

SECTION X.

SELS FORMÉS D'ACIDES TERNAIRES DE LA DEUXIÈME DIVISION, ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROCYANATES.

I. COMPOSITION.

L'acide hydrocyanique neutralise une quan-

tité d'oxide dont l'oxigène est dans la proportion convenable pour former de l'eau avec son hydrogène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ces sels n'ont aucune stabilité; ils exhalent l'odeur de l'acide hydrocyanique.

Ils sont décomposés par les acides les plus faibles.

Ils ne donnent pas de bleu de Prusse avec les sels de peroxide de fer; mais si on les mêle avec un sel de protoxide soluble, et qu'il puisse y avoir absorption d'oxigène, il se produit un précipité bleu.

SECTION XI.

SELS FORMÉS D'ACIDES QUATERNAIRES DE LA DEUXIÈME DIVISION, ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROCYANOFERRATES.

I. COMPOSITION.

Elle est telle, que l'hydrogène de l'acide hydrocyanoferrique est dans le rapport convenable pour former de l'eau avec l'oxigène de l'oxide nécessaire pour le neutraliser.

II. PROPRIÉTÉS.

S'il existe des hydrocyanoferrates, cela n'est qu'à l'état de dissolution dans l'eau.

Ces dissolutions sont jaunes; elles n'ont pas, ou presque pas, d'odeur; elles sont caractérisées surtout par le précipité bleu qu'elles donnent avec les sels de peroxide de fer, et le précipité rouge marron qu'elles donnent avec les sels de deutoxide de cuivre.

SECTION XII.

SELS FORMÉS 1° D'ACIDES TERNAIRES, A ÉLÉMENS D'OXIGÈNE, DE CARBONE ET D'HYDROGÈNE DE LA TROISIÈME SECTION; 2° D'OXIDES BINAIRES.

CITRATES.

I. COMPOSITION.

Dans les citrates neutres, l'oxigène de l'acide citrique est à celui de l'oxide :: 4 : 1.

100 parties d'acide citrique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 13,588 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Les citrates de potasse, de soude, de magné-

sie, de peroxide de fer, sont solubles dans l'eau.

Ceux de baryte, de strontiane, de chaux, des protoxides de zinc, de cérium, de plomb, de mercure, d'oxide d'argent, y sont insolubles, ou peu solubles; ils le deviennent dans un excès de leur acide.

Les citrates n'ont point de propriétés assez tranchées pour qu'on puisse leur en assigner de caractéristiques.

Il faut nécessairement pour les reconnaître chercher à en isoler l'acide, soit en formant un sel calcaire, qu'on décompose par l'acide sulfurique; ou un sel à base de protoxide de plomb, qu'on décompose de la même manière, ou par l'acide hydrosulfurique.

TARTRATES.

I. COMPOSITION.

Dans les tartrates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1.

100 parties d'acide tartrique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 11,94 d'oxigène.

Il existe des tartrates neutres et des bitartrates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les tartrates de potasse, de soude, de magnésie, de deutoxide de cuivre, sont solubles dans l'eau.

Les tartrates de baryte, de strontiane, de chaux, de zinc, de manganèse, de fer, d'étain, de plomb, de mercure, d'argent, y sont insolubles.

Quoique les tartrates soient bien caractérisés, cependant quand il s'agit de prononcer sur la nature d'un sel que l'on présume en être un, il faut, comme nous l'avons prescrit, pour déterminer une espèce de genre précédent, chercher à se procurer un sel calcaire ou un sel de plomb pour le traiter par l'acide sulfurique ou l'acide hydrosulfurique, afin d'en isoler l'acide.

Les tartrates sont remarquables par la tendance qu'ils ont à former des sels doubles, et la plupart de ces derniers le sont par leur stabilité. Ainsi, le tartrate double de potasse et de protoxide de fer est indécomposable par la potasse, la soude, l'ammoniaque, et même par ces alcalis carbonatés; mais il l'est par les hydrosulfates.

Ces propriétés expliquent très-bien les sui-

vantes, c'est que des dissolutions de magnésie, d'yttria, d'alumine, de manganèse, de cérium, de nickel, de cobalt, de cuivre, qui contiennent de l'acide tartrique, ne sont point précipitées par la potasse, la soude et l'ammoniaque, ainsi que l'a remarqué M. H. Rose.

ACÉTATES.

I. COMPOSITION.

Dans les acétates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide acétique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 15,54 d'oxigène.

Il existe des acétates et des sous-acétates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les acétates ont une légère odeur d'acide acétique.

Tous les acétates neutres sont solubles.

Ils sont tous décomposés quand on les distille avec de l'acide sulfurique médiocrement étendu.

Une fois qu'on a obtenu le produit, il faut le combiner à l'hydrate de cuivre, à l'eau de baryte, à la litharge, parce que ces sels sont bien

caractérisés par leur forme, etc., et qu'il est aisé de faire l'analyse de l'acétate de baryte sec pour déterminer la capacité de saturation de son acide.

GALLATES.

I. COMPOSITION.

Dans les gallates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide gallique neutralisent une quantité de base qui contient 12,55 d'oxigène (Berzelius).

II. PROPRIÉTÉS.

Les expériences que j'ai faites sur les gallates m'ont fait envisager ces sels d'une toute autre manière qu'on ne l'a fait jusqu'ici, puisque j'admets que les substances colorées qui ont été décrites comme des gallates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de baryte, de strontiane, de chaux, n'en sont pas; qu'elles contiennent un acide particulier provenant de la décomposition de l'acide gallique, sous l'influence de l'oxigène atmosphérique (Tom. II, *leçon* 20, *pag.* 48).

Pour se procurer des gallates de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, de chaux, et

j'ajoute d'ammoniaque, il faut introduire des solutions aqueuses de ces bases privées d'air dans des cloches pleines de mercure et renversées dans un bain de ce métal, puis y faire passer une solution aqueuse d'acide gallique qui a été privée d'air par l'ébullition.

Les gallates produits sont incolores.

Les gallates de potasse, de soude, d'ammoniaque, sont solubles.

Les gallates de baryte, de strontiane, de chaux, sont insolubles; ils se précipitent en flocons blancs qui finissent par présenter des grains cristallins.

Dès que ces gallates ont le contact de l'oxigène ils l'absorbent, et si la base n'est pas en trop grand excès, et qu'ils ne contiennent pas d'ailleurs de matière jaune, ils passent alors au bleu, autrement ils pourraient passer au vert. Si la base est en grand excès, ils passent au pourpre, puis au jaune roux verdâtre. Pour une durée de quelques heures, ils absorbent alors une bien plus grande quantité d'oxigène que dans le premier cas où la base n'est pas en excès.

En traitant les sels de fer, je reviendrai sur l'action de l'acide gallique sur ce métal et sur ses oxides; elle doit nous occuper, puisque les

corps qui l'exercent sont une des bases principales de la teinture en noir, et que la réaction de ces corps ne peut s'expliquer qu'en prenant en considération les faits précédens.

PHOCÉNATES.

I. COMPOSITION.

Dans les phocénates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 3 : 1.

100 parties d'acide phocénique sont neutralisées par une quantité d'oxide qui contient 8,65 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ces sels sont caractérisés par l'odeur de l'acide phocénique.

Ils sont tous solubles dans l'eau.

L'acide phosphorique hydraté concentré en sépare l'acide à l'état d'hydrate.

BUTIRATES.

I. COMPOSITION.

Dans les butirates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 3 : 1.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 10,3 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont caractérisés par l'odeur du beurre, ou plutôt par celle de l'acide butirique.

Ils sont tous solubles dans l'eau.

L'acide phosphorique hydraté concentré en sépare l'acide butirique à l'état d'hydrate.

CAPROATES.

I. COMPOSITION.

Dans les caproates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 3 : 1.

100 parties d'acide caproïque sont neutralisées par une quantité d'oxide qui contient 7,5 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont caractérisés par l'odeur de l'acide caproïque, et surtout par les propriétés de cet acide qu'on peut en séparer, à l'état d'hydrate, au moyen de l'acide phosphorique. L'acide caproïque, uni à la baryte, forme un sel qui cristallise en lames au-dessous de 18°, et en aiguilles à une température de 27 à 30°.

CAPRATES.

I. COMPOSITION.

Dans les caprates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 3 : 1.

100 parties d'acide paraissent neutraliser une quantité d'oxide qui contient 5,89 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont surtout caractérisés par les propriétés de leur acide, qu'on en extrait au moyen de l'acide phosphorique concentré hydraté.

STÉARATES.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide stéarique est à celui de l'oxide :: 2,5 : 1 dans les stéarates neutres.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3 parties d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Les stéarates sont caractérisés par les propriétés de leur acide, qu'on en extrait avec les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique étendus et chauds.

Tous les stéarates sont insolubles à froid. Ceux de potasse et de soude sont solubles dans l'eau bouillante.

MARGARATES.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide margarique est à celui de l'oxide :: 3 : 1 dans les margarates neutres.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Elles sont analogues à celles des stéarates.

Les margarates sont caractérisés par les propriétés de leur acide.

OLÉATES.

I. COMPOSITION.

Dans les oléates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 2,5 : 1.

100 parties d'acide oléique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont surtout caractérisés par l'acide oléi-

que qu'on en extrait au moyen de tous les acides qui décomposent les stéarates.

Tous les oléates, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont insolubles dans l'eau.

Les autres genres de sels formés d'un acide ternaire à élémens d'oxigène, de carbone et d'hydrogène étant caractérisés surtout par l'acide qu'on en extrait, et ces sels ne présentant pas d'espèces qu'il nous importe de connaître, je n'en dirai rien dans ces généralités.

SECTION XIII.

SELS FORMÉS 1° D'ACIDES TERNAIRES, A ÉLÉMENS D'OXIGÈNE, D'AZOTE ET DE CARBONE DE LA TROISIÈME SECTION; 2° D'OXIDES BINAIRES.

CARBAZOTATES.

I. COMPOSITION.

100 parties d'acide carbazotique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3,265 d'oxigène (Liebig).

II. PROPRIÉTÉS.

Tous ces sels sont jaunes, et plus ou moins amers; ils détonnent plus ou moins fortement par la chaleur.

Ils sont caractérisés par ces propriétés et l'acide carbazotique, qu'on en sépare au moyen de l'acide nitrique.

SELS D'AMER AU MINIMUM, ou D'ACIDE INDIGOTIQUE.

I. COMPOSITION.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3,23 d'oxigène (Buff).

II. PROPRIÉTÉS.

Il sont colorés en jaune plus ou moins orangé; ils ne détonnent que faiblement par la chaleur.

Ils sont caractérisés par leur acide, et celui-ci l'est surtout, par la couleur rouge qu'ils développent avec les sels à base de peroxide de fer.

SECTION XIV.

SELS FORMÉS 1° D'ACIDES QUATERNAIRES A ÉLÉMENS D'OXIGÈNE, D'AZOTE, DE CARBONE ET D'HYDROGÈNE ; 2° D'OXIDES BINAIRES.

Les sels qui appartiennent à cette section n'ayant pas été étudiés en détail, et ne présentant rien de bien important pour l'art de la teinture, je n'en dirai rien.

DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

SELS A BASE BINAIRE AUTRE QU'UN OXIDE.

Nous ne connaissons qu'une seule base qui soit dans le cas de former des sels appartenant à cette sous-division : c'est l'ammoniaque.

SELS AMMONIACAUX.

Les propriétés génériques des sels ammoniacaux, en tant qu'on les envisage relativement aux acides compris dans les 14 sections précédentes, peuvent jusqu'à un certain point être déduites de ce que nous avons dit, en tenant compte toutefois de la volatilité de l'ammoniaque.

Tous ces sels sont décomposés par la magnésie à chaud, et à plus forte raison par les alcalis plus énergiques, et ils sont caractérisés comme sels ammoniacaux par le dégagement même de leur base reconnaissable à son odeur, etc.

TROISIÈME SOUS-DIVISION.

SELS A BASES QUATERNAIRES.

Les bases salifiables quaternaires dont nous avons parlé dans la 3e division, en s'unissant aux acides compris dans les 14 sections précédentes, forment des sels dont les propriétés génériques, en tant qu'on considère l'acide, peuvent être déduites de ce que nous avons dit, en tenant compte toutefois de l'altérabilité des mêmes bases.

Tous ces sels sons décomposés par l'ammoniaque, la magnésie, et à plus forte raison par les alcalis plus énergiques.

VINGT-TROISIÈME LEÇON.

DES SELS GROUPÉS EN GENRES, QUI CONTIENNENT LA MÊME BASE SALIFIABLE.

MESSIEURS,

Dans cette leçon je traiterai des propriétés générales que présentent les sels lorsqu'on en fait des groupes qui contiennent chacun une même base salifiable ; et comme mon objet principal est de caractériser les groupes qui sont formés d'après cette considération de l'identité de la base, et que les propriétés caractéristiques qui dérivent de la base s'observent particulièrement sur les sels solubles, je ne traiterai guère que de ces derniers ; et à ce sujet je rappellerai que dans le cas où il s'agit d'examiner un sel insoluble, il est toujours facile de le convertir en un sel soluble, 1° en le traitant par le sous-carbonate de potasse ou de soude, pour en séparer l'acide ; 2° en reprenant le résidu soit par l'acide nitrique, soit par l'acide sulfurique ou hydrochlorique ; mais comme ceux-

ci ne dissolvent pas toutes les bases, l'acide nitrique leur est préférable en général.

Je ferai trois classes des sels envisagés relativement à leurs bases :

1° Les sels à bases d'oxides binaires. Je les examinerai dans l'ordre où j'ai traité des radicaux de leurs bases.

2° Les sels à bases salifiables binaires non oxigénées. Il n'y a dans cette classe que les sels ammoniacaux.

3° Les sels à bases salifiables quaternaires.

PREMIÈRE CLASSE.

SELS A BASE D'OXIDES BINAIRES.

SELS DE PROTOXIDE DE CHROME.

Les sels de chrôme dissous dans une suffisante quantité d'eau sont verts.

Ils ont toujours une réaction acide sur le tournesol.

La potasse, la soude, en précipitent un hydrate vert qui est soluble à froid dans un excès de ces bases. La solution se décompose par la chaleur.

L'hydrocyanoferrate de potasse et l'acide hydrosulfurique ne les décomposent pas.

DISSOLUTIONS ACIDES DE SILICE.

On ne peut les considérer comme des sels. J'ai parlé de leurs propriétés dans la leçon précédente.

DISSOLUTIONS ACIDES DE TITANE.

On ne peut les considérer comme des sels. J'ai parlé de leurs propriétés dans la leçon précédente. Les caractères de ces solutions sont la saveur astringente, l'acidité, la propriété de précipiter en rouge orangé par l'hydrocyanoferrate de potasse et la noix de galle, et la propriété de ne pas se colorer par l'acide hydrosulfurique.

SELS DE PROTOXIDE D'ANTIMOINE.

Il n'y a guère que le nitrate et l'hydrochlorate de protoxide d'antimoine qu'on puisse obtenir en dissolution dans l'eau ; encore est-il presque toujours nécessaire que ce liquide soit acidulé, autrement il se précipiterait un sous-sel.

Les solutions de protoxide d'antimoine sont incolores.

Elles rougissent fortement le papier de tournesol.

Elles ne précipitent pas par l'hydrocyanoferrate de potasse.

Elles précipitent par l'acide hydrosulfurique en flocons d'un beau jaune orangé, qui se distinguent des sulfures d'arsenic et de cadmium, ainsi que du bisulfure d'étain, qui ont une couleur analogue :

1° Du sulfure d'arsenic, en ce que le précipité de sulfure d'antimoine n'est pas volatil ;

2° Du sulfure de cadmium, en ce que, chauffé, il donne de l'eau, et passe au noir brillant ;

3° Du bisulfure d'étain, en ce que le changement précédent n'est pas accompagné d'un dégagement de soufre.

DISSOLUTIONS ACIDES DE TELLURE.

Elles sont incolores ; elles se troublent par l'eau quand elles sont concentrées.

Le zinc, le fer, l'antimoine, en précipitent le tellure à l'état métallique.

Les hydrosulfates en précipitent un sulfure brun.

La potasse et la soude en précipitent le per-

oxide de tellure qui est soluble dans un excès d'alcali.

La noix de galle y fait un précipité de couleur isabelle.

L'hydrocyanoferrate de potasse ne les trouble pas.

DISSOLUTIONS ACIDES D'OR.

Les dissolutions d'or précipitent du pourpre de Cassius par les sels de protoxide d'étain.

Les sels de protoxide de fer en précipitent de l'or métallique.

DISSOLUTIONS ACIDES D'IRIDIUM.

L'iridium est susceptible de former avec l'acide hydrochlorique des dissolutions qui sont ou bleues, ou rouges, et qui n'ont pas encore été suffisamment étudiées pour qu'on puisse avoir une opinion définitive sur leur nature.

La solution bleue hydrochlorique ne précipite par aucun alcali.

Les désoxigénans, comme l'acide hydrosulfurique, le fer, le sulfate de protoxide de ce métal, le zinc et l'étain, la décolorent; le chlore fait reparaître la couleur primitive, et si on en ajoute un excès, la couleur passe au pourpre.

La solution rouge hydrochlorique est très-astringente.

Elle est décolorée par le sulfate de protoxide de fer ; le chlore fait reparaître la couleur rouge.

L'ammoniaque précipite la solution concentrée en un composé d'une couleur pourpre si foncée qu'il paraît noir.

SELS DE RHODIUM.

Il n'y a que le peroxide de rhodium qui forme des sels.

Ils sont d'une couleur rose quand leur solution est convenablement étendue.

La potasse les précipite en hydrate rose qui prend une couleur jaune par la dessication.

Le zinc, le fer, le cuivre, le mercure, précipitent le rhodium à l'état métallique de sa solution hydrochlorique.

Cette solution n'est pas décomposée par les hydrosulfates ; en quoi elle diffère de celles de platine et de palladium.

L'hydrocyanoferrate de potasse ne la précipite pas ; en quoi elle diffère de celle de palladium.

Les chlorures de potassium et de sodium ne la précipitent pas.

SELS DE PLATINE.

Ils sont d'un rouge brun, mais on ne connaît guère que les propriétés du perchlorure de platine ou hydrochlorate de peroxide.

Ils donnent tous un précipité jaune avec le chlorure de potassium et l'hydrochlorate d'ammoniaque; ils n'en donnent pas avec le chlorure de sodium.

La potasse, l'ammoniaque, et tous leurs sels, précipitent le perchlorure de platine.

Cette solution n'est pas précipitée par le sulfate de protoxide de fer ni par le protochlorure d'étain, comme l'est la dissolution d'or.

Elle n'est pas précipitée par l'hydrocyanoferrate de potasse; elle l'est par les hydrosulfates.

Le mercure en précipite le platine.

SELS DE PALLADIUM.

Le sulfate, le nitrate, l'hydrochlorate de palladium, sont solubles dans l'eau.

Les dissolutions de ces sels ont une couleur mixte entre celles de platine et celles de rhodium.

Le palladium est précipité à l'état métallique par le sulfate de protoxide de fer, le zinc, le fer, le mercure.

Il n'est pas précipité par les sels de potasse et d'ammoniaque.

L'hydrocyanoferrate de potasse le précipite en jaune rougeâtre.

Le cyanure de mercure le précipite en jaune.

La potasse en précipite un oxide hydraté rouge brun.

SELS DE PROTOXIDE DE MERCURE.

Ils ont une saveur acide astringente et un *goût métallique*.

Ils sont incolores, mais ils noircissent par leur exposition à la lumière.

Ils précipitent du mercure par les phosphites, le fer, l'étain, le zinc, le bismuth, le cuivre.

La potasse et la soude y font un précipité noir qui est un mélange de peroxide et de mercure.

L'hydrosulfate de potasse et l'acide hydrosulfurique y font un précipité noir qui est un mélange de cinabre et de mercure.

L'acide hydrochlorique et le chlorure de sodium y font un précipité blanc de protochlorure.

SELS DE PEROXIDE DE MERCURE.

Ils ont une saveur plus forte que celle des précédens, et un *goût métallique* prononcé.

Ils sont incolores à l'état neutre.

Ils précipitent du mercure par les phosphites, le fer, le zinc, le cuivre, etc.

Ils se distinguent des précédens en ce qu'ils précipitent un hydrate jaune orangé par la potasse et la soude, et qu'ils ne se troublent pas par le chlorure de sodium ou par l'acide hydrochlorique.

SELS D'ARGENT.

Les sels solubles sont incolores, excepté le sous-hyponitrite.

Ils ont une saveur acide astringente et un *goût métallique* très-prononcé.

Ils noircissent par leur exposition à la lumière.

Ils précipitent un oxide d'un gris noirâtre par les alcalis fixes, qui est très-soluble dans l'ammoniaque, et qui laisse un résidu d'argent lorsqu'on l'expose à la chaleur.

Ils précipitent un chlorure blanc pesant insoluble dans l'acide nitrique quand on y verse de l'acide hydrochlorique ou du chlorure de sodium.

Ils sont précipités en sulfure noir par l'acide hydrosulfurique.

L'argent en est séparé à l'état métallique par le sulfate de protoxide de fer, le fer, et même le cuivre.

SELS DE PROTOXIDE DE CUIVRE.

On ne connaît guère que deux solutions qui se comportent comme le feraient des sels de protoxide; savoir :

1° *Celle du sulfite de protoxide de cuivre dans l'acide sulfureux;*

2° *La solution hydrochlorique du protochlorure de ce métal.*

Elles sont incolores.

Elles donnent, par un excès de potasse, un précipité floconneux jaune d'hydrate de protoxide.

Elles ne se colorent pas en bleu par l'ammoniaque, si elles sont privées du contact de l'air.

SELS DE DEUTOXIDE DE CUIVRE.

Tous les sels solubles à base de deutoxide de cuivre ont, du moins quand ils sont dissous dans l'eau, une couleur bleue. Si la solution concentrée de l'hydrochlorate de deutoxide ou

du perchlorure de cuivre est verte, elle passe au bleu lorsqu'on y ajoute de l'eau.

Ils ont une saveur acide, astringente et assez généralement fraîche quand ils ne sont pas desséchés, et une odeur métallique des plus désagréables.

Lorsqu'on ne verse dans une solution de sel cuivreux qu'une quantité de potasse, de soude ou d'ammoniaque insuffisante pour neutraliser tout l'acide, on obtient un précipité vert qui est un sous-sel. Si on met un excès de potasse ou de soude, le précipité est bleu; c'est un hydrate.

Si on verse un excès d'ammoniaque dans un sel de cuivre parfaitement pur, il ne se produit pas de précipité, ou s'il s'en produit un d'abord, il est ensuite complètement redissous; la liqueur est d'un bleu beaucoup plus foncé qu'elle n'était auparavant. Il paraît qu'alors on doit la considérer comme la dissolution d'un *sel double d'ammoniaque et de deutoxide de cuivre*, + *de cuprate d'ammoniaque*, c'est-à-dire du deutoxide de cuivre uni à de l'ammoniaque.

Si le sel de cuivre contenait du peroxide de fer, celui-ci ne serait pas redissous dans l'excès d'ammoniaque.

Le zinc, le fer, précipitent le cuivre à l'état

métallique; c'est même un moyen de reconnaître la présence de ce métal dans plusieurs dissolutions salines, et d'en déterminer la proportion. Quand on emploie le fer à cet usage, il faut être sûr que ce dernier formera un sel soluble avec l'acide qui est uni à l'oxide de cuivre. C'est pour cette raison que si on avait une solution nitrique de cuivre, il faudrait employer le zinc de préférence au fer, parce que celui-ci décomposerait une portion d'acide nitrique, et passerait à l'état de sous-nitrate insoluble.

L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates le précipitent en sulfure brun verdâtre.

L'hydrocyanoferrate de potasse le précipite en flocons d'un rouge marron.

SELS DE PROTOXIDE D'URANE.

Les dissolutions de ces sels sont vertes, mais elles passent facilement au jaune en se suroxidant.

SELS DE PEROXIDE D'URANE.

Ils sont d'un beau jaune de citron; la saveur des sels solubles est astringente sans odeur métallique.

La potasse et la soude précipitent de ces der-

niers un hydrate jaune qui est entièrement soluble dans les sous-carbonates de potasse et de soude, et qui ne l'est pas dans un excès d'alcali caustique.

Le peroxide d'urane hydraté est insoluble dans l'ammoniaque, mais il en retient opiniâtrement une portion lorsqu'il a été précipité par elle.

Les sels de deutoxide d'urane sont précipités en brun jaunâtre par l'hydrosulfate d'ammoniaque; en chocolat rouge par l'hydrocyanoferrate de potasse; en chocolat brun par la noix de galle.

SELS DE BISMUTH.

Ils sont incolores, et la saveur des sels solubles est très-acide et astringente.

Les solutions concentrées précipitent un sous-sel dès qu'elles sont mêlées avec de l'eau. Celle-ci retient en dissolution une portion de l'acide, + du sous-sel.

Ils sont précipités en blanc par la potasse, la soude et l'ammoniaque; le précipité est insoluble dans un excès de ces alcalis.

Le sous-carbonate d'ammoniaque les précipite en sous-carbonate, s'il n'est pas employé en excès, car un excès redissoudrait le précipité.

L'hydrogène sulfuré les précipite en sulfure noir.

Le zinc, l'étain et le cuivre en précipitent du bismuth métallique.

SELS DE PROTOXIDE D'ÉTAIN.

Les sels solubles de protoxide d'étain ont une odeur d'étain vraiment caractéristique, une saveur acide et astringente.

La potasse, la soude, l'ammoniaque, en précipitent un hydrate blanc soluble dans un excès de ces alcalis; cet hydrate, tenu un temps suffisant dans l'eau bouillante, se transforme en protoxide gris anhydre.

Ils dégagent de l'acide nitreux quand on les traite par l'acide nitrique bouillant.

Ils précipitent un protosulfure d'un brun noirâtre par l'acide hydrosulfurique.

Ils précipitent en blanc par l'hydrocyanoferrate de potasse.

Ils précipitent en fauve par la noix de galle.

Le zinc en précipite de l'étain métallique.

Enfin ils donnent du pourpre de Cassius avec la solution d'or.

SELS DE DEUTOXIDE D'ÉTAIN.

Les sels solubles de deutoxide d'étain ont une saveur acide et astringente.

Ils précipitent un hydrate blanc par la potasse, la soude et l'ammoniaque; le précipité est soluble dans un excès d'alcali.

Ils précipitent du persulfure hydraté jaune quand on y ajoute de l'acide hydrosulfurique ou des hydrosulfates.

Ils ne donnent pas de pourpre avec la solution d'or.

SELS DE PROTOXIDE DE PLOMB.

Les sels solubles dont l'acide est blanc sont incolores, excepté les sous-hyponitrites, et ils ont une saveur douce et astringente.

Un assez grand nombre de ces sels verdissent la teinture de violettes.

Les sels neutres rougissent le tournesol.

Ils sont précipités en hydrate ou en sous-sel blanc par la potasse, la soude, l'ammoniaque.

Ils sont précipités en sulfate blanc par l'acide sulfurique et le sulfate de soude;

En sulfure noir par l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates.

Le plomb est précipité à l'état métallique par le zinc, l'étain, etc.

SELS DE PROTOXIDE DE CÉRIUM.

Les sels solubles sont incolores et ont une saveur douce et astringente.

Ils ont une réaction acide sur le tournesol.

La potasse, la soude, l'ammoniaque, en précipitent un hydrate blanc insoluble dans un excès d'alcali.

L'acide hydrosulfurique ne les décompose pas; les hydrosulfates alcalins en précipitent de l'hydrate.

Les oxalates et les tartrates solubles, et l'hydrocyanoferrate de potasse, les précipitent en blanc.

SELS DE PROTOXIDE DE COBALT.

Toutes les solutions de sels de cobalt sont roses, excepté celle de l'hydrochlorate ou chlorure, qui est bleue quand elle est concentrée.

A froid, les eaux de potasse, de soude, les précipitent en flocons d'un beau bleu qui, en absorbant l'oxigène atmosphérique de l'eau, passe au vert olive. Si l'on opère avec des solutions bouillantes, le précipité ne devient pas

vert; il passe au rose jaunâtre en absorbant de l'eau, suivant Proust.

L'ammoniaque, versée dans une solution de cobalt, forme un précipité d'oxide de cobalt qui ne se dissout dans un grand excès d'ammoniaque qu'autant que celle-ci est concentrée. Dans tous les cas, une portion d'oxide forme un sel double qui reste en dissolution.

L'acide hydrosulfurique précipite en sulfure noir les solutions de cobalt qui sont aussi neutres que possible; mais la précipitation s'arrête dès que l'acide mis en liberté est dans une certaine proportion.

Les hydrosulfates les décomposent complètement.

L'hydrocyanoferrate de potasse les précipite en flocons verts.

Les sels de cobalt, séchés et fondus avec le borax, le colorent en bleu.

SELS DE PROTOXIDE DE NICKEL.

Les solutions des sels de nickel sont d'une belle couleur verte qui ne passe point au bleu par l'addition de l'eau, ainsi que cela arrive à la solution concentrée d'hydrochlorate de deutoxide de cuivre.

La potasse, la soude, en précipitent un hydrate vert qui est insoluble dans un excès d'alcali, et qui, fondu avec le borax, le colore en couleur d'hyacinthe.

L'ammoniaque versée dans les solutions de nickel forme un sel double : s'il y a un précipité, celui-ci se redissout dans un excès suffisant d'alcali, et colore la liqueur en bleu.

Les solutions de nickel aussi neutres que possible précipitent du sulfure noir par l'acide hydrosulfurique; mais la précipitation s'arrête dès qu'il y a un certain excès d'acide mis en liberté.

Les hydrosulfates solubles les décomposent complètement.

Elles sont précipitées en vert léger par l'hydrocyanoferrate de potasse.

SELS DE PROTOXIDE DE FER.

Les solutions de sels de protoxide de fer ont une saveur acide, astringente et sucrée, et l'odeur de l'encre.

Elles ont une couleur d'un vert léger.

Elles précipitent par la potasse et la soude un hydrate blanc qui est insoluble dans un excès de ces alcalis.

L'ammoniaque y fait un précipité semblable, qu'un excès d'alcali redissout.

A chaud, l'acide nitrique les suroxide; il se dégage de la vapeur nitreuse.

Elles dissolvent le deutoxide d'azote, et se colorent en brun.

La noix de galle ne les colore et ne les précipite pas.

Les hydrosulfates les précipitent en sulfure noir hydraté.

L'hydrocyanoferrate de potasse y fait un précipité blanc qui passe promptement au bleu par le contact de l'oxigène.

SELS DE PEROXIDE DE FER.

Les solutions de ces sels sont ou incolores, ou d'un jaune rouge brun; elles ont une saveur acide et astringente qui n'est pas accompagnée de l'odeur de l'encre.

Elles précipitent un hydrate de couleur orangée brune par la potasse, la soude et l'ammoniaque.

Elles précipitent en bleu par l'hydrocyanoferrate de potasse.

Elles se colorent en bleu par la noix de galle, ou plutôt par l'acide gallique.

L'acide hydrosulfurique les ramène au minimum d'oxidation ; il se produit de l'eau et un dépôt de soufre.

A chaud, le fer les ramène au minimum.

J'ai observé qu'à froid le mercure produit le même effet, du moins sur le sulfate de peroxide de fer.

DISSOLUTIONS D'OXIDES INTERMÉDIAIRES.

Ces dissolutions peuvent être représentées par des sels au minimum et des sels au maximum d'oxidation ; de sorte qu'il n'y a pas, à proprement parler, de sels de fer autres que ceux à bases des oxides extrêmes.

Les dissolutions d'oxides intermédiaires sont d'un vert plus foncé que celles à base de protoxide ; elles précipitent en vert bouteille par la potasse et la soude.

Lorsqu'on y verse ces alcalis goutte à goutte, on peut précipiter d'abord tout le peroxide, et ensuite le protoxide, par la raison que celui-ci a beaucoup plus d'alcalinité que le premier.

SELS DE CADMIUM.

Les solutions de ces sels sont incolores, et acides au tournesol.

Elles précipitent, par la potasse, la soude et l'ammoniaque, un hydrate blanc qui est soluble dans un excès d'alcali.

Elles précipitent par le sous-carbonate d'ammoniaque. Le précipité est insoluble dans un excès de ce sel; en cela les solutions de cadmium diffèrent de celles du zinc.

L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates en précipitent un sulfure jaune qui est fixe au feu.

Le zinc précipite le cadmium à l'état métallique de ses sels.

SELS DE PROTOXIDE DE ZINC.

Les solutions de ces sels sont incolores; elles ont une saveur astringente particulière.

Elles précipitent, par la potasse, la soude et l'ammoniaque, en hydrate blanc qui est soluble dans un excès d'alcali.

L'acide hydrosulfurique les précipite en partie, les hydrosulfates complètement, en un sulfure hydraté d'un blanc jaunâtre.

Elles précipitent en blanc par l'hydrocyanoferrate de potasse.

SELS DE PROTOXIDE DE MANGANÈSE.

Les solutions de ces sels sont ou incolores, ou légèrement rosées.

Elles ont une saveur douceâtre et un peu astringente.

Elles précipitent par la potasse, la soude, un hydrate blanc insoluble dans un excès de ces alcalis, qui ne tarde pas à brunir s'il a le contact de l'oxigène atmosphérique.

L'ammoniaque en précipite également de l'hydrate, mais un excès d'alcali le redissout.

Elles ne sont pas, ou que très-incomplètement, précipitées par l'acide hydrosulfurique; elles le sont en blanc jaunâtre par les hydrosulfates solubles.

Elles précipitent en blanc par l'hydrocyanoferrate de potasse.

Elles ne précipitent pas par la noix de galle.

Un sel de manganèse, fondu avec de la potasse, donne du *caméléon*.

DISSOLUTIONS ROUGES DE MANGANÈSE.

La solution rouge de manganèse qu'on se procure le plus facilement est un sulfate; elle est précieuse comme réactif disposé à céder de son oxigène, et à s'abaisser ainsi au minimum.

Quand on la fait chauffer, elle laisse dégager de l'oxigène, et se décolore.

Chauffée avec l'acide hydrochlorique, elle se décolore, et du chlore se dégage.

L'eau ajoutée à cette solution en précipite un peroxide.

SELS DE ZIRCONE.

Les solutions de ces sels sont incolores; elles ont une saveur acide et très-astringente.

Elles précipitent par l'acide phosphorique, et par le sulfurique quand elles sont suffisamment concentrées.

L'ammoniaque, et, à plus forte raison, la potasse et la soude, en précipitent un hydrate incolore qui est insoluble dans un excès de ces alcalis.

La zircone hydratée récemment précipitée est soluble dans le sous-carbonate d'ammoniaque.

L'hydrocyanoferrate de potasse précipite les solutions de zircone en jaune de citron.

La noix de galle les précipite en jaune.

Les hydrosulfates en précipitent de l'hydrate.

SELS D'ALUMINE.

Les solutions de sels d'alumine ont une saveur acide, astringente et sucrée.

L'ammoniaque en précipite un hydrate incolore qui est soluble dans la potasse et la soude.

Le sous-carbonate d'ammoniaque en précipite de l'hydrate qui ne se redissout pas dans un excès de sel alcalin.

L'hydrocyanoferrate de potasse, la noix de galle, ne les précipitent pas.

L'hydrosulfate d'ammoniaque en précipite de l'hydrate.

L'acide oxalique ne les précipite pas.

SELS DE GLUCINE.

Les solutions de ces sels ont une saveur plus sucrée et moins astringente que celle des sels d'alumine.

Ils précipitent par l'ammoniaque un hydrate qui est insoluble dans l'ammoniaque, mais qui est soluble dans la potasse, la soude et le sous-carbonate d'ammoniaque.

L'hydrocyanoferrate de potasse, la noix de galle, l'acide oxalique, ne les précipitent pas.

L'hydrosulfate d'ammoniaque en précipite un hydrate gélatineux.

Le succinate d'ammoniaque les précipite.

SELS D'YTTRIA.

Les solutions de ces sels ont une saveur acide, astringente et sucrée.

L'ammoniaque, la potasse, la soude, en précipitent un hydrate gélatineux insoluble dans un excès d'alcali et dans le sous-carbonate d'ammoniaque.

L'hydrocyanoferrate de potasse, la noix de galle, les précipitent.

Les oxalates solubles les précipitent.

Le succinate de soude ne les précipite pas.

Les hydrosulfates solubles en précipitent un hydrate gélatineux.

SELS DE MAGNÉSIE.

Ces sels, comme ceux de chaux, de strontiane, de baryte, de lithine, de soude et de potasse, n'ont pas de réaction acide sur le tournesol.

Les solutions de sels de magnésie ont une saveur douceâtre, amère et désagréable.

Lorsqu'on y verse de l'ammoniaque, et qu'on filtre la liqueur au bout d'une demi-heure, on obtient une solution d'un sel double de magnésie et d'ammoniaque, et un précipité d'hydrate de magnésie.

Les sels de magnésie sont décomposés complètement par la potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux.

Les solutions concentrées de sels solubles précipitent au bout d'un certain temps par l'acide oxalique.

L'hydrocyanoferrate de potasse, la noix de galle, l'hydrosulfate d'ammoniaque, ne les précipitent pas.

Le carbonate de potasse ou de soude ne les précipitent pas; mais en faisant bouillir les solutions de ces sels après les avoir mêlées, il se dégage de l'acide carbonique, et il se dépose du sous-carbonate de magnésie.

Lorsqu'on verse dans un sel de magnésie qu'on a mêlé avec du carbonate de potasse ou de soude, du phosphate d'ammoniaque, il se précipite lentement du phosphate ammoniaco-magnésien. Si, pendant que la liqueur est claire et contenue dans un verre de montre, on raie avec un petit tube le fond de ce verre, sur-le-champ les parties rayées se recouvrent de très-petits cristaux de phosphate ammoniaco-magnésien.

SELS DE CHAUX.

Les solutions de ces sels ne sont pas acides au tournesol.

Elles ont une saveur amère et piquante.

L'ammoniaque ne les précipite pas; ce qui les distingue des sels de magnésie.

L'oxalate d'ammoniaque les précipite sur-le-champ.

La potasse, la soude, la lithine, la baryte, la strontiane, les décomposent.

Les solutions très-étendues ne précipitent pas par l'acide sulfurique, comme le font les sels de baryte.

Enfin, la solubilité dans l'eau du sulfate de chaux concret est assez grande pour distinguer ce sel du sulfate de strontiane; car celui-ci est insoluble relativement au premier.

SELS DE STRONTIANE.

Les solutions de sels de strontiane ne précipitent pas par l'ammoniaque, ni par l'eau de chaux.

Elles précipitent par la potasse, la soude, la lithine et la baryte.

Les sels de strontiane, mêlés à l'alcool, en colorent la flamme en pourpre.

Les solutions de ces sels très-étendues ne précipitent pas par l'acide sulfurique, comme le font les sels de baryte.

La forme du chlorure de strontium en aiguilles fines, sa solubilité dans l'alcool, et la couleur de la flamme de cette solution, servent de caractère aux sels à base de strontiane ; je suppose que l'on ait obtenu un précipité de sous-carbonate d'un sel soupçonné être à base de strontiane, et qu'on l'ait dissous ensuite dans l'acide hydrochlorique.

SELS DE BARYTE.

Les solutions de ces sels ne rougissent pas le tournesol ; elles ont une saveur amère particulière.

Elles précipitent de l'hydrate de baryte par la potasse et la soude quand elles sont suffisamment concentrées ; si on les a chauffées, on obtient l'hydrate cristallisé par le refroidissement.

Elles ne précipitent ni par l'ammoniaque, ni par la chaux, ni par la strontiane.

Toutes, très-étendues d'eau, précipitent, par l'acide sulfurique, un sulfate insoluble dans un excès d'acide nitrique.

La forme lamelleuse du chlorure de barium

préparé en neutralisant par l'acide hydrochlorique le sous-carbonate produit par le sous-carbonate de potasse qu'on a fait réagir sur un sel soupçonné être à base de baryte, la propriété de ce chlorure, de n'être pas déliquescent, et de ne pas colorer en pourpre la flamme de l'alcool, sont des caractères distinctifs des sels de baryte.

SELS DE LITHINE.

Ils n'ont pas été assez étudiés pour qu'on puisse les caractériser autrement qu'en en séparant la lithine; cependant on sait que ces sels sont neutres au tournesol, que la potasse et la soude en séparent la base, et que le plus grand nombre sont solubles.

Le sous-carbonate de lithine tient, par sa solubilité, le milieu entre les sous-carbonates insolubles et les sous-carbonates de potasse et de soude.

SELS DE SOUDE.

Ils sont neutres au tournesol, et fixes à une chaleur rouge.

Tous sont solubles dans l'eau.

Aucune de leurs solutions n'est précipitée par le sous-carbonate de soude ou de potasse.

Aucun sel de soude ne dégage d'ammoniaque

lorsqu'on le chauffe avec de la soude ou de la potasse.

Ils ne précipitent pas le platine. Le sulfate de soude est un sel bien caractérisé par sa forme prismatique, son efflorescence, et la propriété qu'il a de ne pas précipiter le sulfate d'alumine en alun.

SELS DE POTASSE.

Ils sont neutres au tournesol, et fixes à une chaleur rouge.

Aucune de leurs solutions n'est précipitée par le sous-carbonate de potasse ou de soude.

Aucun d'eux ne dégage d'ammoniaque par la potasse ou la soude.

Ils précipitent le platine en petits grains ou en poudre de couleur jaune.

Le sulfate de potasse est un sel bien caractérisé par sa forme de dodécaèdre, parce qu'il est anhydre, et que sa solution concentrée donne un précipité cristallin d'alun quand on la mêle avec celle du sulfate d'alumine.

DEUXIÈME CLASSE.

SELS AMMONIACAUX.

Ils ont une saveur fraîche et piquante ; ils ont une réaction acide sur le tournesol.

Tous ne laissent aucun résidu à la chaleur rouge, si leur acide est volatil.

Tous sont solubles dans l'eau.

Tous dégagent de l'ammoniaque quand on les triture avec de la potasse, de la soude, de la lithine, de la baryte, de la strontiane, de la chaux, et même de la magnésie.

Ils précipitent tous le chlorure de platine à la manière des sels de potasse.

Le sulfate d'ammoniaque précipite le sulfate d'alumine en alun.

TROISIÈME CLASSE.

SELS A BASES QUATERNAIRES.

Ces sels n'ont pas assez de rapports avec l'art de la teinture pour que nous les examinions.

PARIS, IMPRIMERIE DE DECOURCHANT,
RUE D'ERFURTH, N° 1, PRÈS DE L'ABBAYE.

VINGT-QUATRIÈME LEÇON.

ÉTUDE SPÉCIALE DE PLUSIEURS SELS A BASE D'AMMONIAQUE ET A BASE DE POTASSE.

MESSIEURS,

Cette leçon, et les deux suivantes, seront consacrées à l'étude spéciale des sels en usage en teinture, et de quelques autres qu'il importe de connaître lorsqu'on veut s'élever de la pratique à la théorie de l'art.

Voici l'ordre suivant lequel les sels dont nous parlerons seront étudiés :

1. Sels ammoniacaux.
2. — de potasse.
3. — de soude.
4. — de chaux.
5. — d'alumine.
6. — de manganèse.
7. — de zinc.
8. — de fer.
9. — de plomb.
10. — d'étain.
11. — de cuivre.

PREMIÈRE SECTION.

SELS AMMONIACAUX.

CHAPITRE PREMIER.

NITRATE D'AMMONIAQUE



$(\dddot{A}z\ 2Az\ {}^3H + H\dot{H})$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide nitrique. .	67,44	1	677,00
Ammoniaque. . .	21,36	2	214,46
Eau.	11,20	1	112,48
	100,00	poids at.	1003,94

II. NOMENCLATURE.

Nitre inflammable.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes hexaèdres terminés par des pyramides à six faces, ou en fibres réunies en faisceaux.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il se dissout dans 2 parties d'eau froide et dans $\frac{1}{2}$ partie d'eau bouillante.

La solution concentrée de ce sel, chauffée de 21 à 37°,7, puis refroidie, donne des prismes hexaèdres. Concentrée à 100°, elle donne des fibres élastiques qui retiennent moins d'eau de cristallisation que les prismes.

Le nitrate d'ammoniaque, distillé doucement, se décompose, du moins en partie.

$$\text{1 at.} = \begin{cases} \text{1 acide nitrique} = \begin{cases} \text{5 oxigène,} \\ \text{2 azote;} \end{cases} \\ \text{2 ammoniaque} = \begin{cases} \text{2 azote,} \\ \text{6 hydrogène,} \end{cases} \end{cases}$$

donne

$$\text{3 at. d'eau} \ldots\ldots = \begin{cases} \text{3 oxigène,} \\ \text{6 hydrogène;} \end{cases}$$

$$\text{2 at. protoxide d'azote} = \begin{cases} \text{2 oxigène,} \\ \text{4 azote.} \end{cases}$$

Si le nitrate se décomposait rapidement, il donnerait

$$\text{3 at. d'eau} \ldots = \begin{cases} \text{3 oxigène,} \\ \text{6 hydrogène;} \end{cases}$$

$$\text{1 at. acide nitreux} = \begin{cases} \text{2 oxigène,} \\ \text{2 azote,} \end{cases}$$

2 azote.

V. PRÉPARATION.

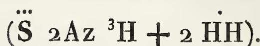
On neutralise l'acide nitrique par le sous-carbonate d'ammoniaque.

VI. USAGES.

Il ne sert qu'à préparer le protoxide d'azote,

CHAPITRE II.

SULFATE D'AMMONIAQUE



$(\dddot{S}\ 2Az\ {}^3H + 2\ \dot{H}H)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique	53,28	1	501,16
Ammoniaque. .	22,80	2	214,46
Eau.	23,92	2	224,96
	100,00	poids at.	940,58

L'ammoniaque est susceptible de s'unir à une proportion double d'acide sulfurique. Mais ce sel n'est d'aucun usage.

II. NOMENCLATURE.

Sel ammoniacal secret de Glauber.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes à six pans terminés par des pyramides à six faces.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est légèrement déliquescent.

Il exige deux fois son poids d'eau à 15°,15, et une fois son poids d'eau bouillante pour se dissoudre.

Il se combine à un grand nombre de sulfates; tels sont ceux d'alumine, de potasse, de soude, de magnésie, de protoxide de fer, de nickel, etc.

Exposé à la chaleur, il décrépite, se fond, perd de l'eau et de l'ammoniaque, enfin il se volatilise à l'état de bisulfate. On dit que, si la température est suffisamment élevée, il se produit du sulfite; alors la désoxigénation de l'acide sulfurique est opérée par l'hydrogène d'une portion d'ammoniaque qui se décompose; conséquemment, il se forme de l'eau, et du gaz azote est mis en liberté.

V. ÉTAT NATUREL.

Il existe dans des produits volcaniques et dans quelques eaux naturelles.

VI. PRÉPARATION.

On peut le préparer en neutralisant du sous-carbonate d'ammoniaque par l'acide sulfurique, ou en décomposant le sulfate de chaux

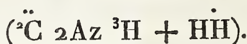
par le sous-carbonate d'ammoniaque empyreumatique obtenu de la distillation des matières animales.

VII. USAGES.

Il est employé dans la fabrication de l'alun, et peut remplacer avantageusement l'hydrochlorate d'ammoniaque dans la plupart des procédés des arts.

CHAPITRE III.

CARBONATE D'AMMONIAQUE


$(^{2}\ddot{C}\ 2Az\ ^{3}H + H\dot{H})$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en vol,	en atomes.
Acide carbonique	62,85	2	2 . . . 553,06
Ammoniaque. . .	24,37	2	2 . . . 214,46
Eau	12,78	0	1 . . . 112,48
	100,00		poids at. 880,00

Ce sel ne peut exister sans eau.

II. NOMENCLATURE.

Carbonate d'ammoniaque neutre, bicarbonate d'ammoniaque.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes à 6 pans.
Il est volatil, mais en se décomposant.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est soluble dans 8 p. d'eau froide.

V. PRÉPARATION.

On fait passer du gaz acide carbonique dans une solution concentrée de sous-carbonate d'ammoniaque, et l'on obtient le carbonate d'ammoniaque cristallisé.

CHAPITRE IV.

SOUS-CARBONATE D'AMMONIAQUE


$(\ddot{C}\ 2Az\ ^{3}H)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en vol.	en atomes.	
Acide carboniq.	56,32	1	1 . . .	276,53
Ammoniaque. .	43,68	2	2 . . .	214,46
	100,00		poids at.	490,99

II. NOMENCLATURE.

Sel volatil d'Angleterre. Bisous-carbonate d'ammoniaque.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est concret, cristallisable par sublimation, et assez volatil pour s'évaporer à l'air aux températures ordinaires.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est plus soluble dans l'eau que le précédent; la solution doit être faite à froid; ou, si on la faisait à chaud, il faudrait l'opérer dans un vaisseau fermé.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a l'odeur de l'ammoniaque; aussi est-il employé comme stimulant.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se forme dans la décomposition spontanée de plusieurs matières organiques, notamment dans celle de l'urine.

VII. PRÉPARATION.

On peut le préparer à l'état anhydre en mêlant sur le mercure 1 volume de gaz carbonique avec 2 volumes de gaz ammoniaque sec; les deux gaz se condensent en solide.

Le sous-carbonate du commerce se fait en distillant 1 partie d'hydrochlorate d'ammoniaque et 1 $\frac{1}{2}$ partie de sous-carbonate de chaux dans une cornue de grès qui communique à un récipient de grès à large orifice; il se forme du chlorure de calcium qui s'unit à de la chaux, de l'eau et du sous-carbonate d'ammoniaque, qui se dégagent, et se condensent en couche solide dans le récipient.

Le sel sublimé est incolore quand il a été préparé avec un hydrochlorate d'ammoniaque exempt de matière huileuse et de la craie pure. Au reste, la petite quantité de matière huileuse empyreumatique n'est pas nuisible à la plupart de ses usages.

Le sous-carbonate d'ammoniaque obtenu par ce procédé contient toujours une certaine quantité de carbonate, ou plutôt d'un sesqui-sous-carbonate, ce qui ne doit pas surprendre, puisque dans l'opération il se dégage une quantité notable de gaz ammoniaque.

Lorsqu'on prépare de grandes quantités de ce sel, on peut faire usage d'un vaisseau de fonte, et substituer le sulfate d'ammoniaque à l'hydrochlorate.

VIII. USAGES.

Il est employé plutôt par le teinturier-dégraisseur que par le teinturier; cependant, ainsi que je l'ai dit en traitant de l'ammoniaque, on fait usage, dans l'art de la teinture, d'urine pourrie, soit pour virer certaines couleurs, soit même pour monter les cuves d'indigo à l'urine. Or, l'urine fermentée ou putréfaite doit la propriété qui la fait rechercher pour ces usages au sous-carbonate d'ammoniaque qu'elle contient. Le teinturier pourrait donc à la rigueur employer du sous-carbonate d'ammoniaque, mais cette matière est plus chère que l'urine.

Le teinturier-dégraisseur se sert du sous-carbonate d'ammoniaque pour faire disparaître les taches que les acides ont produites, particulièrement sur des étoffes de prix. Mais alors il faut avoir soin, lorsqu'on l'a appliqué sur une tache quelconque, de laver l'étoffe de manière à enlever le sel ammoniacal employé en excès, et le sel ammoniacal qui résulte de la neutralisation de l'acide qui produisait la tache : autrement il pourrait arriver que, par l'exposition de l'étoffe à l'air, le nouveau sel ammoniacal qu'on a formé se décomposât, et qu'alors l'acide en excès re-

produisît la tache primitive qu'on avait voulu faire disparaître.

CHAPITRE V.

CARBONITE OU OXALATE D'AMMONIAQUE



$(\dddot{C}^{2}\ 2Az\ {}^{3}H + 2\ \dot{H}H)$.

I. COMPOSITION.

Acide oxalique.	67,87
Ammoniaque	32,13
	100,00

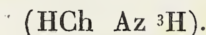
Ce sel cristallise en aiguilles fines ou en prismes. Il n'intéresse le teinturier qu'en ce qu'il est un réactif précieux pour reconnaître les sels calcaires, ou précipiter la chaux de ses dissolutions salines dans les analyses.

Quand on emploie l'oxalate d'ammoniaque à cet usage, il ne faut pas que la liqueur qu'on y mêle soit trop acide, parce qu'alors une portion de chaux pourrait rester en dissolution.

CHAPITRE VI.

HYDROCHLORATE D'AMMONIAQUE

$(HCh\ Az\ {}^{3}H)$.



I. COMPOSITION.

	en poids.	en vol.	en atomes.	
Acide hydrochlor.	67,97	1	1 . . .	227,56
Ammoniaque . . .	32,03	1	1 . . .	107,23
	100,00		poids at.	334,79

II. NOMENCLATURE.

Sel ammoniac, sel ammoniacal, muriate d'ammoniaque.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en octaèdres qui se réunissent souvent de manière à représenter des feuilles de fougère; il est susceptible de cristalliser en cubes.

Il est volatil, mais bien moins que le sous-carbonate d'ammoniaque; il se condense en cristaux ou en une matière dense serrée comme si elle avait été fondue, et que, par le refroidissement, elle se fût prise en lames.

Il est incolore à l'état de pureté. La couleur

noire qu'il a quelquefois vient d'une huile empyreumatique qui se trouvait dans la matière ammoniacale dont on s'est servi pour le préparer.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il exige 3 parties d'eau à 15° pour se dissoudre; pendant la solution, il se produit beaucoup de froid.

Il est soluble dans l'alcool.

Lorsqu'on le mêle avec de l'acide nitrique en proportion convenable, il forme une eau régale très-propre à dissoudre l'étain; mais on ne doit pas négliger de prendre en considération la tendance qu'a l'ammoniaque à former en général des sels doubles, si l'on compare le produit d'une pareille dissolution avec celui qu'on aurait obtenu en dissolvant l'étain dans de l'eau régale formée d'acide hydrochlorique et d'acide nitrique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur fraîche et piquante.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se trouve dans les urines et dans les excrémens des mammifères herbivores, particulièrement dans ceux des chameaux.

L'hydrochlorate d'ammoniaque est encore un des produits des volcans.

VI. PRÉPARATION.

On le prépare depuis long-temps en Égypte. Vers la dernière moitié du siècle dernier on fit des essais qui démontrèrent qu'on pouvait le fabriquer en France. Aujourd'hui nos fabriques rivalisent avec celles du Levant.

Procédé suivi en Egypte. — On recueille dans les cheminées la suie qui provient de la combustion de la fiente des chameaux. Les habitans de l'Egypte, qui manquent de combustibles, profitent des chaleurs de l'été pour dessécher cette fiente, qui contient entre autres corps de la paille et de l'hydrochlorate d'ammoniaque. Quand on la brûle, l'hydrochlorate et des vapeurs qui ont échappé à la combustion se dégagent et se condensent à l'état de suie dans les tuyaux des cheminées. Les fabricans de sel ammoniac n'ont point de demeures fixes; ils se transportent d'un village à l'autre, et, après s'être procuré une quantité suffisante de suie, ils montent leur atelier où ils se trouvent. Ils fabriquent eux-mêmes les vaisseaux de verre ou *matras* dans lesquels ils mettent la suie, et qu'ils exposent ensuite à

l'action de la chaleur sur une espèce de fourneau à galère. La matière charbonneuse, fixe de sa nature, reste au fond des matras, tandis que le sel ammoniac se volatilise, et s'attache à la voûte. L'opération terminée, ils détachent de chaque matras un pain *de sel ammoniac,* qui peut être versé dans le commerce à un prix peu élevé; mais la partie de ce produit qui s'est appliquée contre la paroi du vaisseau a toujours une couleur noire, laquelle provient d'une matière huileuse qui s'est volatilisée avec le sel et qui a été ensuite charbonnée par la chaleur qu'elle a éprouvée.

Procédé suivi en France. — Baumé établit le premier en France une fabrique de sel ammoniac, mais elle ne réussit pas. Son procédé consistait à mêler le sous-carbonate ammoniacal obtenu de la distillation des matières animales, telles que os, laine, etc., avec des eaux qui contenaient des hydrochlorates à bases insolubles : il se formait alors des sous-carbonates insolubles, tandis que l'acide hydrochlorique se portait sur l'ammoniaque, et formait de l'hydrochlorate qui restait dans la liqueur, de laquelle il ne s'agissait plus que de le séparer par l'évaporation à sec, afin de le sublimer ensuite.

Aujourd'hui on fait digérer le liquide aqueux empyreumatique ammoniacal obtenu de la distillation des os avec du sulfate de chaux; il se produit du sulfate d'ammoniaque soluble et du sous-carbonate de chaux insoluble. On sépare le liquide, on le mêle avec du chlorure de sodium, et on le fait chauffer jusqu'à l'ébullition. A un certain degré de concentration, du sulfate de soude se précipite, et l'eau surnageant, évaporée à sec, laisse de l'hydrochlorate d'ammoniaque qu'on sublime ensuite. Le sel obtenu par ce procédé est du plus beau blanc, parce qu'il n'est pas mêlé d'huile empyreumatique. Je ne puis m'empêcher, Messieurs, en vous parlant de sa blancheur, de vous dire que Baumé fut obligé de discontinuer sa fabrication, parce que le produit qu'il livrait au commerce était dépourvu de cette couche noire qui colore le sel ammoniac d'Égypte, et qui alors était regardée par les consommateurs comme essentielle à sa nature; c'est ce qui détermina ceux qui reprirent en France la fabrication de l'hydrochlorate d'ammoniaque à imprégner d'huile empyreumatique la partie supérieure du vaisseau où ils sublimaient leur sel.

VII. USAGES.

L'hydrochlorate d'ammoniaque est employé pour préparer le sous-carbonate de cet alcali.

Il l'est encore pour préparer des compositions d'étain qui sont employées dans la teinture en écarlate.

CHAPITRE VII.

CYANITE D'AMMMONIAQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide cyaneux	56,81	1 . . .	430,08
Ammoniaque. .	28,33	2 . . .	214,46
Eau	14,86	1 . . .	112,48
	100,00	poids at.	757,02

II. NOMENCLATURE.

Urée.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le cyanite d'ammoniaque hydraté est en longues aiguilles ou en petits prismes à quatre faces rectangulaires.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

La potasse ou la chaux ne dégagent pas d'ammoniaque de ce sel.

Il est soluble dans l'eau et l'alcool.

La solution aqueuse ne précipite pas les sels de plomb et d'argent.

L'acide nitrique, versé dans une solution médiocrement concentrée, s'unit au sel; la combinaison se précipite en petits cristaux lamelleux, qui sont acides et décomposables par la potasse. Si on applique l'alcool au résultat de la réaction de ces corps, le cyanite d'ammoniaque est dissous et le nitrate de potasse ne l'est pas.

Le cyanite d'ammoniaque dissous dans l'eau donne à la longue une grande quantité de carbonate d'ammoniaque en se décomposant.

Le cyanite d'ammoniaque distillé en donne pareillement beaucoup; il se forme aussi une matière blanche qui se sublime, et qui n'a pas été bien déterminée : enfin il se développe une odeur forte d'acide cyaneux.

V. ÉTAT NATUREL.

Il existe dans l'urine de la plupart des animaux et dans le sang.

VI. PRÉPARATION ET HISTOIRE.

M. Vöhler a préparé le premier le cyanite d'ammoniaque de toutes pièces, en décomposant le cyanite de plomb par l'ammoniaque fluor.

Avant lui on le connaissait sous le nom d'*urée*, parce qu'on l'avait découvert dans les urines. Voici comment on l'en séparait : après avoir fait chauffer l'urine humaine fraîche, filtré le dépôt, concentré la liqueur filtrée, on y ajoutait de l'acide nitrique faible, qui formait avec le cyanite d'ammoniaque, des cristaux peu solubles. On lavait, avec de l'eau froide, ces cris-aux bien égouttés; on les décomposait par du carbonate de potasse; ensuite, au moyen de l'alcool, on s'emparait de l'urée à l'exclusion du nitrate de potasse, et, en faisant concentrer et refroidir la solution, le sel ammoniacal cristallisait par le refroidissement.

SECTION II.

SELS DE POTASSE.

CHAPITRE PREMIER.

NITRATE DE POTASSE ($^2\dot{\ddot{A}}z^2\ \ddot{P}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide nitrique	53,44	2 . . .	1354,04
Potasse : . . .	46,56	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	2533,87

Il ne contient pas d'eau de cristallisation.

II. NOMENCLATURE.

Sel de nitre, *nitre*, *cristal minéral*, et *sel de prunelle* quand il a été fondu.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en longs prismes hexaèdres, à sommets dièdres ou à six ou dix-huit facettes. Ces prismes se réunissent souvent parallèlement à leur axe de manière à former des prismes plus ou moins volumineux qui sont

cannelés, et souvent d'une forme difficile à décrire.

Il est fusible à 350°.

Sa densité est de 2,09.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il n'est pas altéré.*

Il est soluble dans l'eau. Suivant M. Gay-Lussac,

100 p. d'eau		à zéro	en dissolvent	13,32
—	—	à 50°	—	85,00
—	—	à 80°	—	170,80
—	—	à 100°	—	246,15

Il n'est pas déliquescent au degré ordinaire d'humidité de température; mais il se fond dans une atmosphère saturée de vapeur d'eau.

Il est insoluble, ou presque insoluble, dans l'alcool absolu. L'alcool d'une densité de 0,878 en dissout 0,01.

B. *Cas où il est altéré.*

Lorsqu'on le fait chauffer au rouge, il se fond, et se réduit d'abord en gaz oxigène et en hyponitrite neutre, puis celui-ci se réduit en deutoxide d'azote, en oxigène et en azote.

En traitant de la préparation de l'acide nitrique (Tom. Ier, 5e *leçon, pag.* 39), nous avons vu que l'acide sulfurique hydraté décompose le ni-

trate de potasse, quand il est chauffé avec lui, dans une telle proportion, qu'il forme avec la base un bisulfate.

L'acide hydrochlorique est susceptible de le décomposer; il se produit de l'eau, de l'acide nitreux et du chlorure de potassium; il y a aussi du chlore qui est mis en liberté. On voit, d'après cela, la possibilité de faire une eau régale avec un mélange d'acide hydrochlorique et de nitrate de potasse.

Les acides borique, silicique, etc., le décomposent à chaud.

Le nitrate de potasse, chauffé avec la plupart des combustibles simples, particulièrement ceux qui sont de nature à former des acides plus ou moins stables, se décompose; son oxigène se porte sur eux avec un dégagement de chaleur et de lumière plus ou moins vif, et la potasse est mise à nu, ou elle s'unit avec le produit de la combustion.

On prépare dans les arts plusieurs de ces mélanges; exemples :

La poudre de chasse :

Elle est formée de nitrate de potasse	78 p.
de soufre	10
de charbon	12

La poudre fulminante ;

Elle est formée de nitrate de potasse	3	p.
de potasse caustique	2	
de soufre	1	

La poudre de fusion ;

Elle est formée de nitrate de potasse	3	p.
de soufre. . . . . : .	1	
de sciure de bois. . .	1	

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur piquante légèrement amère et fait éprouver à la langue une sensation de fraîcheur.

VI. ÉTAT NATUREL.

Le nitrate de potasse se rencontre dans la nature. Plusieurs localités de l'Inde, de l'Amérique méridionale, et même de l'Espagne, en offrent des quantités plus ou moins considérables effleuries à la surface du sol, surtout dans les temps de sécheresse qui succèdent aux pluies.

Il existe dans les murs de nos écuries, de nos étables, de nos caves, de nos rez-de-chaussées, etc., où règne une certaine humidité; il y est accompagné de nitrates de chaux et de magnésie; et quand le temps est sec, il effleurit souvent à la surface de ces murs.

On ne peut se refuser à admettre la produc-

tion de l'acide nitrique dans les lieux dont je parle. Mais comment s'y forme-t-il? D'après les observations que l'on a faites sur la nécessité de la présence des matières azotées organiques et de l'air, outre la présence de l'humidité et de bases salifiables telles que la magnésie, la chaux, la potasse suffisamment divisées, il est naturel de croire que l'oxigène est fourni par l'air, tandis que l'azote l'est par les matières organiques; mais nous ne prétendons pas dire que partout où l'on trouve du nitrate de potasse son acide ait cette origine. Ainsi il est démontré aujourd'hui que l'eau des pluies d'orage contient de l'acide nitrique; or, cette eau, rencontrant, soit dans l'atmosphère, soit dans le sol sur lequel elle est tombée, des matières alcalines, doit s'y combiner et former des nitrates.

VII. PRÉPARATION.

La préparation du nitre dans nos climats consiste à l'extraire des matériaux salpétrés, au moyen de l'eau, et à convertir en même temps, au moyen de sels de potasse, les nitrates de chaux et de magnésie qui s'y trouvent, en nitrate de potasse.

Dans l'Inde, on le recueille à la surface du

sol; et comme il y est en grande quantité, et que cette extraction est beaucoup plus simple que la préparation que nous faisons subir à nos matériaux salpétrés, les Anglais, maîtres du commerce de l'Inde, peuvent le donner à un prix moins élevé que celui où il est en France.

VIII. USAGES.

Le nitrate de potasse est employé dans la fabrication de l'acide sulfurique, dans la préparation de l'acide nitrique. Mêlé avec l'acide hydrochlorique, il peut servir à préparer des compositions d'étain.

On l'a employé dans les fabriques de toiles peintes comme rongeant, après l'avoir mêlé à un acide qui en expulsait le sien.

CHAPITRE II.

SULFATE DE POTASSE ($2\dddot{S}\ \ddot{Po}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique	45,93	2	1002,32
Potasse	54,07	1	1179,83
	100,00	poids at.	2182,15

Il ne contient pas d'eau de cristallisation.

II. NOMENCLATURE.

Arcanum duplicatum, panacea holsatica, sel de Duobus, sel polychreste de Glazer, tartre vitriolé.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en dodécaèdres ou en prismes hexaèdres courts terminés par des pyramides à six faces.

Il est fusible.

Il est dur, facile à pulvériser.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

100 parties d'eau à 12°,72 en dissolvent 10,57, et à 101°,5 26,33 parties, suivant M. Gay-Lussac.

Il n'éprouve aucun changement à l'air.

2 parties d'acide nitrique à 32°, étendues de 1 partie d'eau, chauffées dans un matras avec 1 partie de sulfate de potasse, le réduisent en bisulfate de potasse et en nitrate, qui cristallise par le refroidissement.

Les eaux de baryte, de strontiane, le décomposent en totalité. La chaux n'en décompose qu'une portion.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur salée, un peu amère, désagréable.

VI. ÉTAT.

Il existe dans les plantes, et par suite dans les potasses du commerce qui proviennent de l'incinération de ces végétaux.

L'urine des herbivores en contient une quantité notable.

VII. PRÉPARATION.

On l'extrait en général des potasses en les traitant par une petite quantité d'eau qui dissout proportionnellement plus de sous-carbonate que de sulfate.

VIII. USAGES.

Il est employé pour convertir le sulfate d'alumine en alun. Sous ce rapport, il doit être connu du teinturier; il doit l'être encore parce qu'il se rencontre dans les potasses du commerce.

CHAPITRE III.

BISULFATE DE POTASSE $(4\dddot{S}\,\ddot{P}o)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique	62,95	4 . . :	2004,64
Potasse	37,05	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	3184,47

II. PROPRIÉTÉS, ETC.

Ce sel diffère du précédent sous plusieurs rapports. Par exemple,

Il rougit la teinture de tournesol.

Il est plus soluble dans l'eau, car il n'en demande que 5 parties à la température ordinaire pour se dissoudre.

On peut le convertir en sulfate neutre en le traitant par le sous-carbonate de potasse ou par la craie. Dans ce dernier cas, l'excès d'acide sulfurique dégage l'acide carbonique de la craie; il se produit du sulfate de chaux, qui se précipite pour la plus grande partie parce qu'il est beaucoup moins soluble que le sulfate de potasse.

CHAPITRE IV.

CHROMATE DE POTASSE ($\dddot{Ch}\ \ddot{Po}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide chrômique	52,49	1 . . .	1303,64
Potasse.	47,51	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	2483,47

Ce sel contient de l'eau de cristallisation; la chaleur rouge en sépare 0,32.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en prismes rhomboïdaux, qui ne sont pas terminés par des pyramides.

Il est jaune de citron.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est plus soluble dans l'eau froide que le nitrate de potasse, suivant M. Tassaert fils. On estime que 1 partie d'eau froide en dissout 2 de chrômate.

Cette solution est d'un beau jaune de citron.

Elle a une réaction alcaline sur les réactifs colorés. C'est pourquoi M. Tassaert a considéré le sel qu'elle contient comme étant avec excès

de base. Suivant lui, si on ajoute à cette solution une quantité convenable d'un acide pour en neutraliser la réaction alcaline, et qu'on procède ensuite à la cristallisation, on obtiendra du bichrômate de potasse qui rougit le tournesol, et le chrômate qui a une réaction alcaline.

Elle passe au rouge quand on y verse de l'acide nitrique, sulfurique, etc., parce qu'alors il se forme un bichrômate de couleur rouge orangée.

Cette solution précipite le nitrate d'argent en flocons pourpres, qui cristallisent bientôt en très-petits cristaux; ce précipité est entièrement soluble dans l'acide nitrique faible.

Elle précipite les sels de plomb en beau jaune; le précipité est entièrement soluble dans un excès d'acide nitrique.

Elle précipite l'hydrochlorate de baryte en une poudre jaune, soluble dans un excès d'acide nitrique étendu d'eau.

L'acide hydrochlorique, chauffé avec le chrômate de potasse dans l'eau, réduit l'acide en oxide; il y a dégagement de chlore et production d'hydrochlorate vert de chrôme.

L'acide sulfureux réduit également l'acide

chrômique du sel en oxide vert, et passe en même temps à l'état d'acide sulfurique.

IV. PRÉPARATION.

Nous l'avons décrite en parlant du chrôme (Tom. Ier, 8e *leçon, pag.* 9).

Le chrômate de potasse du commerce est souvent mélangé de différens sels, notamment de sulfate de potasse; il y en a qui contiennent 0,40 de ce dernier.

V. USAGES.

Le chrômate de potasse est employé particulièrement en teinture pour convertir un sel de plomb qu'on a appliqué sur une étoffe en chrômate de protoxide de plomb, qui reste fixé sur elle, tandis que l'acide qui était uni à ce protoxide se combine avec la potasse.

CHAPITRE V.

BICHROMATE DE POTASSE $({}^{2}\dddot{Ch}\ \ddot{Po})$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide chrômique	68,85	2 . . .	2607,28
Potasse	31,15	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	3787,11

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en cristaux feuilletés ou en petits prismes.

Sa couleur est le rouge orangé.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il a, suivant M. Tassaert fils, à peu près la même solubilité dans l'eau froide que le nitrate de potasse. Il est donc moins soluble que le chrômate neutre; c'est pourquoi l'acide chrômique, ajouté à une solution concentrée de ce dernier sel, en précipite des cristauxde bichrômate.

La solution du bichrômate est rouge orangé. Elle tend à passer à l'état de sel neutre lorsqu'on la met en contact avec des matières

susceptibles de se combiner à l'oxigène : ainsi l'acide acétique qu'on y mêle se divise en deux parties ; l'une, en s'emparant de l'oxigène de l'excès d'acide, réduit celui-ci en oxide de chrôme qui s'unit à la partie d'acide acétique indécomposée, ainsi que M. Tassaert fils l'a observé.

Le bichrômate de potasse, chauffé au rouge et convenablement, se réduit en gaz oxigène, en oxide de chrôme et en chrômate neutre.

IV. PRÉPARATION.

On peut l'obtenir en ajoutant de l'acide chrômique, ou un autre acide saturé d'oxigène, à du chrômate neutre de potasse. Dans le second cas, il faut que le nouveau sel puisse être séparé par cristallisation du bichrômate produit.

CHAPITRE VI.

CARBONATE DE POTASSE ($^4\ddot{C}\ \ddot{P}o$) + (2 *aq*).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide carbonique	48,37	4 . . .	1106,12
Potasse.	51,63	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	2285,95
Acide carbonique	44,05	4 . . .	1106,12
Potasse	46,99	1 . . .	1179,83
Eau	8,96	2 . . .	224,96
	100,00	poids at.	2510,91

II. NOMENCLATURE.

Bicarbonate de potasse, carbonate de potasse neutre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes rhomboïdaux.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il n'est ni efflorescent ni déliquescent à l'air.

Il se dissout dans 4 parties d'eau froide. La solution a une réaction alcaline sur les réactifs colorés; elle laisse dégager du gaz acide carbonique pour peu que sa température s'élève. On

ne doit donc jamais opérer cette solution à chaud, autrement on formerait du sous-carbonate de potasse.

A une chaleur rouge, il est complètement ramené à l'état de sous-carbonate anhydre.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une très-légère saveur alcaline.

VI. ÉTAT NATUREL ET PRÉPARATION.

On ne l'a pas trouvé dans la nature.

On le prépare en faisant passer du gaz acide carbonique pur dans une solution concentrée de sous-carbonate de potasse; et on veille à ce que le tube qui conduit le gaz dans la solution ne s'obstrue pas par les cristaux de carbonate qui se déposent. Lorsqu'on emploie un sous-carbonate de potasse impur, il faut faire égoutter les cristaux, et les laver ensuite avec de l'eau froide.

CHAPITRE VII.

SOUS-CARBONATE DE POTASSE ($^2\ddot{C}\,\ddot{P}o$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide carbonique	31,92	2 . . .	553,06
Potasse.	68,08	1 . .	1179,83
	100,00	poids at.	1732,89

II. NOMENCLATURE.

Carbonate de potasse des chimistes, qui appellent le précédent *bicarbonate de potasse.*

La *potasse du commerce* doit ses propriétés caractéristiques au sous-carbonate de potasse qu'elle contient; mais on ne pourrait, sans erreur, la considérer comme rigoureusement identique à ce sel, par la raison qu'elle contient toujours des proportions variables de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, de silice, etc.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le sous-carbonate de potasse est susceptible de cristalliser, mais difficilement.

Il est fusible.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est déliquescent; c'est pourquoi, lorsqu'on veut le conserver à l'état sec, il faut le renfermer dans des vaisseaux de grès ou de verre.

Il est très-soluble dans l'eau.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur alcaline très-prononcée.

VI. ÉTAT NATUREL.

On ne l'a pas rencontré dans la nature.

VII. PRÉPARATION.

Lorsqu'on veut se procurer du sous-carbonate de potasse parfaitement pur, on prend du carbonate pareillement pur, et on le fait rougir dans un creuset d'argent. Ce procédé est fondé sur la facilité avec laquelle on obtient, en saturant d'acide carbonique une solution de potasse du commerce suffisamment concentrée, du carbonate de potasse pur, et sur la facilité avec laquelle la chaleur dégage la moitié de l'acide du carbonate.

APPENDICE.

POTASSE DU COMMERCE.

Je passe maintenant au moyen de se procurer la potasse du commerce.

1. *Préparation des potasses du commerce.*

On retire la potasse des végétaux qui la contiennent à l'état de sel, en les brûlant sur une aire abritée du vent, et préparée à cet effet. On ne peut opérer cette combustion que dans des pays où le bois est à très-bon marché, tels que plusieurs contrées de la Russie, de l'Amérique du nord, etc.

Les parties herbacées sont plus riches en alcali que les parties ligneuses; les branches, surtout les petites, sont préférables au tronc d'où elles sortent; et les arbustes, les herbes, tels que les genêts, les fougères, l'hièble, les chardons, le maïs, la bourrache, les fanes de pommes-de-terre, les tiges de haricots, sont encore préférables aux branches. Les fruits contiennent

en général une quantité notable de potasse; je citerai pour exemple les marrons d'Inde.

Lorsqu'on s'est procuré une suffisante quantité de cendres, on les lessive avec de l'eau; et pour cela on peut les mettre dans des tonneaux placés debout, et dont le fond supérieur a été enlevé. Dès qu'on juge que l'eau y a séjourné assez long-temps, on la tire à clair par un robinet ou chantepleure placé à la partie inférieure de chaque tonneau, et on la fait repasser sur de nouvelles cendres jusqu'à ce qu'elle marque 12 à 15° environ à l'aréomètre. En général, le principe à observer est de présenter de l'eau pure aux cendres déjà lessivées qu'on se propose de laver une dernière fois, et de présenter à des cendres neuves des lessives déjà chargées d'alcali. Lorsqu'on s'est procuré une suffisante quantité de lessives, on les fait évaporer à sec dans des chaudières de fonte dont la profondeur est à peu près la moitié de leur diamètre. Le résidu est appelé *salin*. Pour le convertir en *potasse du commerce*, il ne s'agit que de le calciner dans des fourneaux à réverbère, afin de consumer des parties charbonneuses qu'il contient toujours. Le salin, dans cette calcination, perd de 10 à 25 pour 100.

Après cette opération, la matière est blanche, et presque toujours plus ou moins tachée de vert, de bleu ou de rouge; on la met dans des tonneaux bien fermés.

2. *Variétés de la potasse du commerce.*

On distingue dans le commerce plusieurs sortes de potasse; par exemple :

1° *La potasse perlasse;*

Elle est en morceaux, dont les plus gros ne dépassent guère le volume d'un œuf;

Elle est blanche, ou d'un gris léger, souvent tachée de bleu ou de vert par des oxides de manganèse ou de fer;

2° *La potasse de Trèves;*

3° *La potasse de Dantzick;*

4° *La potasse de Russie;*

5° *La potasse des Vosges;*

6° *La potasse d'Amérique;*

Celle-ci est rougeâtre, et ordinairement en masse compacte comme fondue; mais ce serait une erreur de croire que la couleur indique certainement cette variété, car aujourd'hui on sait donner l'apparence de la potasse d'Amérique à des alcalis beaucoup moins riches qu'elle;

7° La *cendre gravelée* qu'on obtient en brû-

lant les lies de vin desséchées qui sont abondantes en bitartrate de potasse, doit être considérée comme une variété de *potasse du commerce;* mais, par la raison que la matière qu'on brûle est très-riche en sels solubles, on ne lessive pas la cendre qu'on en retire : c'est ce qui explique pourquoi la cendre gravelée laisse, quand on la traite par l'eau, un résidu plus considérable qu'aucune potasse du commerce; il s'élève à 0,06 environ de la masse. Il faut savoir en outre que cette variété d'alcali est très-sujette à être falsifiée.

3. *Composition des potasses du commerce.*

Les potasses du commerce contiennent en général :

potasse libre ou sous-carbonatée,
sulfate de potasse,
chlorure de potassium,
alumine,
silice,
chaux,
oxide de fer,
oxide de manganèse,

} mais en petite quantité.

La potasse des cendres n'est point produite par la végétation; elle est simplement puisée dans le sol; aussi sa quantité varie-t-elle dans

une même espèce de plante, suivant que les individus de cette espèce ont végété dans des sols différens; c'est pour cette raison que la cendre des végétaux qui ont crû sur les bords de la mer, ou plus généralement dans un sol imprégné de chlorure de sodium, contient un mélange de sels de potasse et de soude.

Le sous-carbonate de potasse des cendres n'était pas tout formé dans les végétaux; sa base seule s'y trouvait à l'état de tartrate, de citrate, d'oxalate, de nitrate, etc., en un mot en combinaison avec des acides destructibles par l'action de la chaleur.

La chaux, la magnésie, ou leurs sous-carbonates, qu'on trouve aussi dans les cendres, ont la même origine.

Le chlorure de potassium existait tout formé dans la plante.

Il en est de même du sulfate de potasse; cependant on se tromperait si l'on croyait que celui qu'on obtient par le lessivage d'une cendre donnée représente exactement la totalité du sulfate contenu dans le végétal d'où cette cendre provient; car il peut y avoir une portion de ce sel décomposé dans la préparation des potasses sous l'influence de la chaleur et du carbone; et

d'un autre côté, si le végétal contenait du sulfate de chaux, le sous-carbonate de potasse produit peut en avoir décomposé une certaine quantité.

4. *Essai des potasses du commerce.*

Les potasses du commerce étant de simples mélanges de différens corps qui sont susceptibles de varier indéfiniment en proportion, vous concevez combien le consommateur de ces produits est intéressé à connaître *la quantité d'alcali, soit libre, soit carbonaté,* qui se trouve dans une potasse qu'il veut acheter. Or, aucun caractère physique ne pouvant l'éclairer sur la détermination de cette quantité, il faut nécessairement qu'il ait recours à une opération chimique que l'on nomme essai *alcalimétrique.*

A. *Principes.*

L'essai des potasses est fondé sur deux principes :

1° *Qu'un poids de potasse à l'état de pureté, à l'état hydraté ou à l'état carbonaté, exige une quantité constante d'acide sulfurique pour être neutralisé ;*

2° *Que la potasse neutralisée par l'acide sulfurique étendu d'une proportion d'eau convena-*

ble, ne peut recevoir une quantité nouvelle de cet acide sans que celle-ci ne devienne sensible aux réactifs colorés, notamment au tournesol; ou plus exactement, si la potasse, une fois changée en sulfate neutre, est susceptible de recevoir une quantité d'acide sulfurique qui soit insensible au tournesol, cette quantité est trop faible pour être prise en considération.

CONSÉQUENCE.

Si donc des poids égaux d'échantillons de potasse nos 1, 2, 3, etc., ont exigé, pour être neutralisés, des quantités *a*, 2 *a*, 3 *a*, etc., d'acide sulfurique, on en conclura que les quantités de potasse contenues dans ces échantillons sont entre elles comme les nombres 1, 2, 3, etc., c'est-à-dire qu'elles sont proportionnelles aux quantités d'acide sulfurique qui les ont neutralisées.

B. *Application.*

Pour appliquer ces principes à l'essai des potasses, il ne s'agit plus que de préparer d'abord un acide le plus convenable possible à la neutralisation de leur alcali, et de déterminer ensuite la quantité de cet acide nécessaire pour neutraliser une quantité connue de potasse

pure ou de sous-carbonate de cette base, également pur.

On peut déterminer la quantité d'acide nécessaire pour produire cet effet au moyen de la balance, ou d'après le volume qu'il occupe dans des vases de verre exactement gradués : ce dernier procédé est exact, et bien plus simple que le premier.

B'. *Préparation de l'acide sulfurique normal, ou liqueur d'épreuve.*

On prend un ballon B (*pl.* 3, *fig.* 3) dont la capacité jusqu'au trait *a* est égale à 1000 centimètres cubiques; on y met environ 400^c. c.^ d'eau; on pèse exactement dans une fiole 122^gr.^,43 d'acide sulfurique hydraté d'une densité de 1,845, qui contienent 100 gramm. d'acide sulfurique anhydre; on les verse dans le ballon B, en ayant le soin de ne pas en perdre : pour cela on fait égoutter la fiole, on y passe de l'eau à plusieurs reprises; on la verse dans le ballon, qu'on agite en même temps afin de mélanger les liqueurs, et d'éviter que la chaleur dégagée par leur réaction ne détermine la rupture du vaisseau. Enfin on achève de remplir ce dernier jusqu'au trait *a*. Quand on est sûr que la tempé-

rature de l'acide est la même que celle de l'atmosphère, on constate si la surface du liquide est au-dessous du trait *a*. Dans ce cas, il faut ajouter assez d'eau pour rétablir le niveau ; après quoi on verse l'acide dans un flacon fermé à l'émeri.

1° On sait que 100 parties d'acide sulfurique neutralisent 117,72 p. de potasse ou 172,90 p. de sous-carbonate ; par conséquent il est évident que 1 centimètre cube d'acide normal représente exactement, à la température où la dissolution a été faite, 0gr.,100 d'acide sulfurique anhydre, qui neutralisent 0gr.,1177 de potasse pure ou 0gr.,1729 de sous-carbonate.

2° Il suffira de connaître ce qu'on aura employé de centimètres cubes d'acide normal dans un essai, pour avoir la quantité pondérale d'acide anhydre qui a produit la neutralisation, et par suite la quantité d'alcali pur contenue dans la potasse essayée.

B''. *Préparation de la liqueur alcaline pour l'essai.*

On prend plusieurs échantillons de potasse dans diverses parties de la masse que l'on veut acheter ou essayer, afin de prévenir l'erreur qui pourrait résulter de ce que cette masse ne se-

rait pas homogène; on les mélange exactement, puis on en met quelques grammes avec de l'eau.

Deux cas peuvent se présenter : la potasse est entièrement ou presque entièrement soluble, ou elle contient une quantité notable de matière insoluble.

Premier cas. — On pèse 50 grammes de potasse dans une balance, on la met dans le vase B (*pl.* 3, *fig.* 5), dont la capacité jusqu'au trait *a* est de 500 centimètres cubes; on ajoute de l'eau de manière que la liqueur ait précisément ce volume; on ferme le flacon, et on l'agite fortement pour avoir une liqueur homogène.

Deuxième cas.—On pèse 50 grammes de potasse, et on les met dans un mortier de verre à bec (*pl.* 3, *fig.* 4), de 200 centimètres cubes environ de capacité. Si la potasse est dure, il faut préalablement la pulvériser dans un mortier de bronze, puis on ajoute 100$^{c.c.}$ d'eau environ pour la triturer pendant quelques minutes. Quand la liqueur est éclaircie, on la décante sur un filtre placé sur le vase B (*pl.* 3, *fig.* 5); on remet dans le mortier 100$^{c.c.}$ d'eau, on lave comme la première fois, et on verse le lavage dans le filtre E, en ayant le soin de bien égout-

ter le bec du mortier; on fait un nouveau lavage avec 100 centimètres cubes d'eau, et l'on verse toute la matière dans le filtre. Quand le résidu est bien égoutté, on verse de l'eau dans le mortier, et on la passe sur le filtre, afin d'enlever tout ce qu'il contient de soluble; il faut, pour bien faire, qu'on y soit parvenu lorsque le liquide s'élève dans le vase au trait *a*. Il est évident qu'on a alors 500 centimètres cubes d'une liqueur contenant toute la partie soluble de 50 grammes de potasse, en supposant que le lavage en ait été fait avec le soin convenable.

Dans le cas où l'eau représentant 500 centimètres cubes de solution n'aurait pas suffi pour enlever toute la matière soluble, il faudrait continuer à laver le résidu. On prendrait le volume total du liquide dans une cloche *c* (*pl.* 3, *fig.* 6) de 1 litre divisée en centimètres cubes.

B'''. *Neutralisation de la liqueur alcaline par l'acide normal.*

On puise 100 centimètres cubes de liqueur alcaline avec la pipette graduée en centimètres cubes (*pl.* 3, *fig.* 7), ou si, comme dans le deuxième cas, le volume de la liqueur alcaline

excédait 500 centimètres cubes, il faudrait, après en avoir déterminé le volume dans la cloche graduée (*pl.* 3, *fig.* 6), en prendre le cinquième, de manière que dans tous les cas la liqueur alcaline destinée à l'épreuve représentât exactement l'alcali contenu dans 10 grammes de potasse ; on verse cette liqueur dans un vase cylindrique V (*pl.* 3, *fig.* 8), où elle forme une couche de 0,03 à $0^m,04$ de profondeur ; on la colore en bleu avec un peu de teinture de tournesol.

On a une burette B (*pl.* 3, *fig.* 9) graduée en centimètres cubes : chaque centimètre est divisé en 5 parties ; on la remplit d'acide normal jusqu'au trait marqué zéro. On a déterminé d'avance combien de gouttes, versées par la branche *o o'*, représentent de cinquièmes de centimètre cube ; l'orifice *o* de cette branche doit avoir été enduit de cire.

On prend le vase V (*pl.* 3, *fig.* 8) de la main gauche, on le place au-dessus d'une feuille de papier blanc, afin de rendre le changement de couleur plus sensible : on imprime un mouvement de rotation au liquide, tantôt dans un sens, tantôt dans un autre, et pendant ce temps on verse l'acide de la burette.

Dès que le tournesol est passé au rouge de

vin, en supposant que l'alcali contienne de l'acide carbonique, il faut n'ajouter l'acide normal que très-doucement; enfin, quand la liqueur ne fait presque plus d'effervescence, l'acide normal ne doit être versé à la fois que par $\frac{1}{5}$ de centimètre environ, et alors on doit plonger chaque fois une baguette de verre effilée dans le liquide, puis l'en retirer, et tracer avec le liquide qui s'y est attaché un trait sur du papier de tournesol bleu un peu foncé. Tant que celui-ci n'est pas rougi d'une manière permanente, on n'est pas sûr d'avoir atteint le point de neutralisation; mais aussitôt que le papier est rougi, le terme est dépassé.

Supposons que l'on ait fait cinq traits sur le papier bleu, et que, lorsqu'il est sec, 3 traits soient décidément rouges; il est clair que l'on a mis trop d'acide; mais comme on sait que chaque trait a été fait après l'addition de $\frac{1}{5}$ de centimètre, il est clair encore qu'il faut retrancher $\frac{3}{5}$ de centimètre du nombre de centimètres d'acide normal que l'on a versé de la burette dans la liqueur alcaline; et MM. Gay-Lussac et Welter prescrivent de retrancher $\frac{1}{5}$ en sus, par la raison que le sulfate de potasse *retarde la réaction de l'acide libre sur le papier de tournesol.*

Le volume de l'acide normal nécessaire à la neutralisation de la potasse une fois connu, on a le moyen de déterminer le titre ou la valeur vénale de cette potasse. En effet,

100 centimètres cubes d'acide normal neutralisant $11^{gr.},772$ de potasse ou $17^{gr.},29$ de sous-carbonate, il suffira de multiplier par l'un ou l'autre de ces nombres le nombre de centimètres cubes d'acide normal nécessaire à la neutralisation de la potasse essayée, et de diviser par 100 pour avoir la quantité d'alcali ou de sous-carbonate contenu dans la potasse essayée.

Supposons, par exemple, que 10 grammes de potasse aient demandé $47^{c.c.},5$ d'acide normal, suivant que l'on voudra avoir la quantité de potasse ou de son sous-carbonate, on aura les proportions

$$100 : 11,772 :: 47,5 : X = \frac{11,772 \times 47,500}{100} = 5,59$$

$$100 : 17,29 :: 47,5 : X = \frac{17,29 \times 47,50}{100} = 8,21$$

D'après cela on voit

1° Que 10 parties de la potasse essayée contiennent 5,59 parties de potasse pure, ou 8,21 de sous-carbonate; ou pour le quintal, 55,9 de potasse, ou 82 de sous-carbonate;

2° Qu'il suffit de diviser par 10 le produit des deux moyens des proportions précédentes pour avoir l'alcali du quintal.

Il est bon, après avoir fait un essai, de le répéter, et de prendre la moyenne si les résultats ne sont pas trop différens.

La manière dont nous venons de déterminer la valeur des potasses est préférable à celle de Descroisilles, inventeur de l'alcalimètre (*voyez* 25e *leçon*).

Si l'on voulait reconnaître la quantité d'acide sulfurique ou de sulfate de potasse contenue dans une potasse du commerce, il faudrait prendre 50 centimètres cubes de la solution première, qui représentent 5 grammes de la potasse, y verser un excès d'acide nitrique, puis de la dissolution de chlorure de barium, jusqu'à ce qu'il ne se fît plus de précipité : l'acide sulfurique qui est uni à la potasse se précipiterait en totalité à l'état de sulfate de baryte. On sait que ce précipité est formé, pour 100 parties, de 34,37 parties d'acide sulfurique et de 65,63 de baryte. On ferait cette proportion :

100 : 34,37 : : la quantité de sulfate obtenu : *X*.

D'un autre côté, sachant que la combinaison d'acide sulfurique et de potasse contient :

Acide 45,93,
Potasse 54,07,

on ferait cette proportion :

45,93 : 54,09 : : la quantité d'acide sulfurique trouvée dans l'expérience précédente : *X*.

X représenterait la quantité de potasse combinée à l'acide sulfurique dans 5 grammes de la potasse que l'on analyse.

Pour déterminer la proportion du chlore, on ferait une nouvelle dissolution de 5 grammes de la potasse qu'on essaie : on y verserait du nitrate d'argent; le poids du précipité ferait connaître le chlore qui est uni au potassium, et la quantité du chlore ferait connaître celle du potassium : en effet, 100 parties de chlorure d'argent contiennent 24,67 de chlore; et 885,3 de chlore saturent 979,83 de potassium; en faisant des proportions analogues à celles qu'on a faites pour avoir la quantité du sulfate de potasse, on aurait celle du chlorure de potassium.

On détermine les proportions de la silice, de l'alumine, de la chaux et des oxides de fer et de manganèse de la manière suivante : on délaie

50 grammes de potasse, ou une plus grande quantité, dans l'eau; on y fait passer de l'acide carbonique, puis on fait chauffer la liqueur et on la filtre. On fond le précipité dans un creuset d'argent avec trois fois son poids d'hydrate de potasse; on délaie la matière fondue dans l'eau et on la sursature d'acide hydrochlorique; la liqueur, évaporée à siccité, laisse un résidu qui doit être repris par l'eau; la silice n'est pas dissoute; on filtre, et on précipite par l'ammoniaque l'alumine et les oxides de fer et de manganèse; la chaux restée en dissolution est précipitée ensuite par l'oxalate d'ammoniaque. Quant à l'alumine et aux oxides de fer et de manganèse, en les traitant par l'eau de potasse, on dissout l'alumine, à l'exclusion des oxides métalliques. Le peroxide de fer peut être séparé de l'oxide de manganèse par le succinate d'ammoniaque après qu'on a dissous ces oxides dans l'acide hydrochlorique.

CHAPITRE VIII.

OXALATE OU CARBONITE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide oxalique	43,44	2 . . .	906,12
Potasse	56,56	1 . .	1179,83
	100,00	poids at.	2085,95

II. PROPRIÉTÉS.

Il est cristallisable.

Il est très-soluble dans l'eau, mais cette solution cristallise difficilement.

La plupart des acides, en s'unissant à la moitié de la base de ce sel, le changent en bioxalate qui se précipite sous la forme de petits cristaux lorsque la solution est convenablement concentrée. Si l'on faisait usage d'un acide énergique, et qu'on opérât à chaud, on pourrait obtenir du quadroxalate.

III. ÉTAT NATUREL.

Il existe dans le suc du bananier.

CHAPITRE IX.

BIOXALATE DE POTASSE ou BICARBONITE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide oxalique	60,57	4 . .	1812,24
Potasse.	39,43	1 . .	1179,83
	100,00	poids at.	2992,07
Acide oxalique	56,33	4 . .	1812,24
Potasse	36,68	1 . .	1179,83
Eau	6,99	2 . . .	224,96
	100,00	poids at.	3217,03

II. NOMENCLATURE.

Sel d'oseille.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en cristaux qui ne sont jamais bien volumineux, et qui ont la forme de parallélipipèdes.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il exige 10 parties d'eau bouillante pour se dissoudre.

Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlo-

rique étendus, bouillans, en séparent la moitié de la base, et le réduisent en quadroxalate.

Le bioxalate de potasse s'unit à un grand nombre de bases de manière à former des sels doubles, dans lesquels l'acide est partagé en deux portions égales entre les bases.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur piquante, aigre, légèrement âcre et amère.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se trouve dans un assez grand nombre de végétaux, notamment dans les oseilles.

VII. PRÉPARATION.

En Souabe, on prépare le bioxalate de potasse en grande quantité avec le *rumex acetosa foliis sagittatis.*

Pour extraire le suc de la plante, on la réduit en pulpe dans une sorte de grand mortier formé de madriers; on met la matière dans des cuves de bois avec de l'eau; après quelques jours de macération, elle est soumise au pressoir; le marc est traité par l'eau et pressé de nouveau, et cela jusqu'à ce qu'il soit épuisé de matière soluble.

Le suc ainsi obtenu est mis dans une chaudière avec de l'eau dans laquelle on a délayé de l'argile non calcaire; on fait chauffer légèrement, on agite, et on laisse déposer. Après vingt-quatre heures environ, la liqueur est filtrée dans une étoffe de laine; le suc clarifié est ensuite concentré à pellicule dans des chaudières de cuivre étamé, puis versé dans des terrines de grès, où on le laisse cristalliser pendant un mois. Au bout de ce temps, l'eau-mère est concentrée de nouveau, puis on la fait cristalliser.

VIII. USAGES.

Il est employé pour enlever les taches de rouille et d'encre de dessus les étoffes de ligneux; il forme alors avec l'oxide de fer un sel double soluble.

CHAPITRE X.

QUADROXALATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide	75,44	8	3624,48
Potasse	24,56	1	1179,83
	100,00	poids at.	4804,31
Acide	66,15	8	3624,48
Potasse	21,53	1	1179,83
Eau	12,32	6	674,88
	100,00	poids at.	5479,19

II. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en petits cristaux.

Il est moins soluble que le bioxalate de potasse.

Il accompagne quelquefois ce dernier sel dans les végétaux.

Il a été découvert par Wollaston.

CHAPITRE XI.

ACÉTATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique	52,17	2 . . .	1287,12
Potasse.	47,83	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	2466,95

II. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en prismes; et quand il a été fondu et refroidi lentement, en feuillets nacrés.

L'eau à 15° dissout un poids d'acétate de potasse égal au sien.

Il est soluble dans l'alcool.

La plupart des acides le décomposent à l'aide d'une légère chaleur.

III. ÉTAT.

Il existe dans un grand nombre de végétaux, particulièrement dans la sève des arbres. Le bois de campêche en contient une quantité sensible.

CHAPITRE XII.

TARTRATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide tartrique	58,67	2 . . .	1674,64
Potasse.	41,33	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	2854,47

II. NOMENCLATURE.

Sel végétal, tartre soluble, tartre tartarisé.

III. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en prismes rectangulaires très-aplatis à sommets dièdres.

A 10° il n'exige qu'un poids d'eau égal au sien pour se dissoudre.

Il est encore plus soluble dans l'eau bouillante.

La plupart des acides, en s'emparant de la moitié de sa base, précipitent sa solution concentrée en bitartrate.

CHAPITRE XIII.

BITARTRATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide tartrique	58,67	4 . . .	3349,28
Potasse.	41,33	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	4529,11
Acide tartrique	70,45	4 . . .	3349,28
Potasse.	24,82	1 . . .	1179,83
Eau.	4,73	2 . . .	224,96
	100,00	poids at.	4754,07

II. NOMENCLATURE.

Tartre pur, crême de tartre, tartrate acidule de potasse, cristaux de tartre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Suivant Wollaston, la forme primitive des cristaux de bitartrate de potasse est un prisme dont la section est un rectangle, ayant ses côtés à peu près : : 8 : 11, terminés par des sommets dièdres placés transversalement; de manière que les côtés d'un sommet se rencontrent dans une

diagonale, et les côtés du sommet opposé se rencontrent dans l'autre à angle de 79°,5.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est inaltérable à l'air.

Il exige 60 parties d'eau froide pour se dissoudre, et seulement 14 p. d'eau bouillante, ce qui explique pourquoi une dissolution de crême de tartre se trouble bientôt en se refroidissant.

Le bitartrate de potasse, comme le bioxalate, est susceptible de se combiner avec la plupart des bases salifiables, et de former des tartrates doubles : puisque le tartrate neutre de potasse est formé de 2 atomes d'acide tartrique contre 1 atome d'alcali, et que dans le bitartrate il y a 4 atomes d'acide, la quantité d'un oxide alcalin nécessaire pour neutraliser l'acide en excès devra contenir la même quantité d'oxigène que la potasse du bitartrate. On voit donc que dans les tartrates doubles obtenus en neutralisant du bitartrate de potasse par un oxide, les 2 bases saturent des quantités égales d'acide, et contiennent par conséquent la même quantité d'oxigène.

Mais comme il arrive, lorsqu'on décompose les tartrates doubles au moyen de la plupart

des acides, que la potasse reste constamment unie avec l'acide tartrique, quelques chimistes ont considéré le bitartrate de potasse comme une espèce d'acide. Ainsi, dans cette hypothèse, la potasse serait un des principes immédiats de l'acide *bitartrate de potasse;* mais si on adoptait cette manière de voir, le nom de bitartrate de potasse ne vaudrait rien, parce qu'il indique un *sur-sel.*

Le borax a la propriété de rendre le bitartrate de potasse plus soluble dans l'eau.

Rouelle a prouvé que les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique bouillans, enlèvent la potasse au bitartrate.

Une solution de bitartrate, abandonnée à elle-même, se charge de flocons, et, à la longue, la potasse est changée en sous-carbonate.

Le sous-carbonate de chaux ne décompose le bitartrate de potasse qu'en partie; il se forme du tartrate de potasse, du tartrate de chaux insoluble, et il se dégage du gaz acide carbonique.

La chaux peut séparer l'acide tartrique de la potasse, mais la potasse mise à nu retient de l'acide tartrique et de la chaux, ou, dit-on plus simplement, du tartrate de chaux.

Le bitartrate de potasse distillé donne de l'eau, une huile jaune et une huile brune, de l'acide pyrotartrique, des gaz hydrogène carboné et acide carbonique, enfin du sous-carbonate de potasse mêlé de charbon; c'est même un bon moyen d'obtenir du sous-carbonate de potasse à l'état de pureté.

En projetant dans une chaudière de fer dont le fond est à peine rouge 2 parties de bitartrate de potasse et 1 partie de nitrate de potasse, on obtient un sous-carbonate qui ne contient ni cyanure ni hyponitrite, ainsi que cela a lieu, suivant M. Guibourt, lorsqu'on projette le mélange dans un creuset rouge de feu, qu'on chauffe encore davantage après que tout le mélange y a été introduit.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur aigre.

VI. ÉTAT NATUREL.

Le bitartrate de potasse se trouve en grande quantité dans le suc de raisin.

VII. PRÉPARATION.

La manière de le préparer à l'état de pureté ou de *crême de tartre* est très-simple : elle

consiste en général à recueillir le dépôt salin appelé *tartre* qui se forme sur les douves des tonneaux qui contiennent du vin.

Le tartre est coloré en rouge s'il provient d'un vin rouge; il l'est en gris jaunâtre s'il provient d'un vin blanc; mais il n'y a pas, à proprement parler, d'union chimique entre le tartre et les principes colorans qui sont unis à une matière organique. Voici le procédé suivi à Montpellier pour le purifier :

On le pulvérise, et on en sature de l'eau bouillante. Dès que la liqueur est éclaircie, on la décante dans des terrines évasées, où elle dépose une couche de bitartrate cristallisé, ne retenant plus qu'une petite quantité de matière colorée. Pour l'en séparer, on la dissout dans de l'eau bouillante où l'on a délayé de 0,04 à 0,06 de son poids d'argile de Murviel, qui est blanche, et ne contient pas sensiblement de craie; on concentre à pellicule, et par le refroidissement on obtient des cristaux de tartre, qu'on expose au soleil pour les blanchir.

Les eaux-mères de ces cristaux, bien éclaircies, sont mêlées au tartre que l'on fait recristalliser.

L'argile employée à cette opération doit être

dépourvue de craie, car si elle en contenait, elle enlèverait une portion d'acide au bitartrate.

Le bitartrate de potasse du commerce contient toujours une petite quantité de tartrate de chaux, qu'on peut y démontrer au moyen de l'oxalate d'ammoniaque.

VIII. USAGES.

Le bitartrate de potasse est un des sels le plus fréquemment employés dans la teinture des laines; il forme avec l'alun le mordant qui sert à fixer la couleur de la gaude, du bois jaune, de la garance, de la cochenille, du bois de Brésil, etc.; mais bien entendu que les couleurs de ces matières peuvent être fixées par d'autres mordans que celui dont nous parlons.

Le bitartrate employé en teinture ne sert pas précisément par sa base, mais principalement par son acide; et s'il était possible de se procurer de l'acide tartrique à bas prix, ou d'autres combinaisons, telles que le tartrate d'alumine, il y aurait, dans plusieurs cas au moins, de l'avantage à le substituer au bitartrate; mais ce dernier étant de toutes les préparations d'acide tartrique propre à la teinture celle qui coûte

le moins, on lui a donné la préférence; et d'ailleurs si les résultats qu'il donne ne sont pas supérieurs à ceux que l'on obtient avec l'acide tartrique ou le tartrate d'alumine, ils sont cependant très-satisfaisans pour la plupart des opérations.

D'après ce que je viens de dire, on voit la nécessité de ne pas employer avec le bitartrate des alcalis qui le neutralisent. Les eaux de pluie, de rivière, sont donc préférables sous ce rapport aux eaux qui contiennent du carbonate de chaux.

CHAPITRE XIV.

STÉARATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide stéarique	85,03	1 . . .	6699,50
Potasse.	14,97	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	7879,33

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est susceptible de cristalliser en petites

paillettes ou en larges écailles très-brillantes, très-douces au toucher et incolores.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est soluble dans l'alcool.

100 parties d'alcool d'une densité de 0,794 bouillant peuvent dissoudre 15 parties de stéarate de potasse.

100 parties d'alcool à 10° en dissolvent 0,432 partie.

Le stéarate n'éprouve aucun changement de la part de l'alcool.

100 parties d'éther d'une densité de 0,728, bouillies avec 1 partie de stéarate, enlèvent à ce sel 0,16 de partie d'acide stéarique ne retenant qu'une trace de potasse.

1 partie de stéarate et 10 parties d'eau forment à la température ordinaire un mucilage épais, opaque.

1 partie de stéarate, chauffée dans 25 parties d'eau, forme un liquide limpide à 92°.

1 partie de stéarate, mise avec 5000 parties d'eau froide, ne se gonfle pas; elle cède au liquide la moitié de son alcali, et se convertit en bistéarate insoluble.

Le même effet serait produit plus prompte-

ment si on faisait dissoudre 1 partie de stéarate dans 20 parties d'eau bouillante, et qu'on versât la solution dans 1000 parties d'eau chaude; par le refroidissement le bistéarate se précipiterait à l'état d'une matière nacrée.

L'action de l'alcool, de l'éther, de l'eau sur le stéarate de potasse, est très-propre à fixer nos idées sur l'action des dissolvans en général. Nous voyons

1° Que l'alcool, qui dissout et l'acide stéarique et la potasse, ne fait éprouver aucun changement de composition au sel;

2° Que l'éther, qui agit plus fortement sur l'acide stéarique que sur la potasse, rend le sel alcalin en s'emparant d'une portion sensible de son acide;

3° Que l'eau employée en petite quantité à froid est absorbée par le stéarate sans l'altérer; qu'en aidant la réaction des corps de la chaleur qui diminue la force de solidité du stéarate, l'eau employée en quantité suffisante devient capable de le dissoudre, mais par le refroidissement, et si l'eau est en excès, la potasse se partage également entre ce liquide qui la dissout et l'acide qui ne se dissout pas.

La solution du stéarate de potasse dans l'eau

bouillante, mêlée à tous les sels autres que ceux à bases de potasse, de soude et d'ammoniaque, et vraisemblablement de lithine, les décompose, par la raison que les bases de ces sels forment des stéarates insolubles.

IV. PRÉPARATION.

On prépare le stéarate de potasse en chauffant 2 parties d'acide stéarique, 2 parties de potasse à l'alcool dissoutes dans 20 parties d'eau. Quand les matières se sont concentrées, on laisse refroidir, on sépare le stéarate de son eau-mère, on le soumet à la presse entre des feuilles de papier Joseph, et on le fait dissoudre dans 15 à 20 fois son poids d'alcool d'une densité de 0,821 : le stéarate cristallise par le refroidissement; on le jette sur un filtre de papier dépouillé de sous-carbonate calcaire; on le lave avec de l'alcool, et on le fait sécher.

V. USAGES.

Le stéarate de potasse doit être connu du teinturier, par la raison qu'il se trouve dans les savons à base de potasse, qui ont été préparés avec des corps gras, dont la stéarine de mouton est un des principes immédiats.

CHAPITRE XV.

BISTÉARATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide stéarique	91,9	2 . . .	13399,00
Potasse	8,1	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	14578,83

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est pulvérulent ou en écailles d'un éclat nacré argentin.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est insoluble dans l'eau froide, mais il lui cède une trace de potasse.

100 parties d'alcool d'une densité de 0,794 bouillant peuvent dissoudre 27 parties de bistéarate. La solution n'agit pas sur l'hématine; mais en l'étendant d'eau, ce réactif passe au pourpre, par la raison qu'une portion d'alcali est séparée du bistéarate, qui se précipite alors à l'état de surbistéarate.

L'éther bouillant réduit le bistéarate en stéa-

rate neutre, et même en sous-stéarate, parce qu'il dissout de l'acide stéarique.

1 partie de bistéarate, bouillie avec 1000 parties d'eau, fait un mucilage opaque. La liqueur tient en dissolution un stéarate neutre, et un surbistéarate en suspension. Celui-ci, séparé de la liqueur, et bouilli dans 1000 parties d'eau, se réduit en un véritable quadrostéarate de potasse, c'est-à-dire un sel qui contient quatre fois autant d'acide que le stéarate.

Le bistéarate de potasse dissous dans l'alcool faible rougit la teinture de tournesol qu'on y verse goutte à goutte, par la raison qu'il se forme un stéarate neutre aux dépens de la potasse du tournesol, et que la matière rouge se trouve ainsi mise à nu. Mais si l'on ajoute de l'eau, le stéarate neutre est réduit en bistéarate, et la potasse, se recombinant à la matière rouge, la fait repasser au bleu.

$0^{gr.},02$ de bistéarate de potasse dissous dans 5 grammes d'alcool d'une densité de 0,792 ne rougissent pas la teinture de tournesol concentrée qu'on y verse, par la raison que l'extrait de tournesol est précipité à l'état solide par l'affinité que l'alcool exerce sur l'eau qui le tient en solution. Mais si l'on ajoute 5 grammes d'eau,

le précipité est redissous, et alors il cède son alcali au bistéarate, et le tournesol passe au rouge. Enfin, ajoute-t-on 10 grammes d'eau, du bistéarate se dépose, et le tournesol redevient bleu.

IV. PRÉPARATION.

C'est en traitant le stéarate de potasse par 1000 à 1200 fois son poids d'eau bouillante, recueillant sur un filtre le dépôt nacré qui se forme par le refroidissement, et traitant ce dernier par l'alcool bouillant, qui le dissout et le laisse ensuite déposer quand il se refroidit, qu'on obtient le bistéarate de potasse pur.

CHAPITRE XVI.

MARGARATE DE POTASSE ET BIMARGARATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide margarique	84,86	2 . . .	6615,20
Potasse.	15,14	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	7795,03
Acide margarique	91,81	4 . .	13230,40
Potasse.	8,19	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	14410,23

II. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés de ces sels sont analogues à celles du stéarate et du bistéarate de potasse.

CHAPITRE XVII.

OLÉATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Acide oléique	84,81	1 . . .	6587,00
Potasse. . . .	15,19	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	7766,83

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide.

Il est incolore.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est déliquescent.

1 partie d'oléate et 2 parties d'eau froide donnent une gelée transparente qui forme un liquide sirupeux lorsqu'on y ajoute 2 parties d'eau.

Une solution d'oléate de potasse très-étendue d'eau se réduit peu à peu en suroléate qui se précipite, et en potasse qui reste en dissolution.

La solution d'oléate de potasse bouillante peut dissoudre de l'acide oléique.

100 parties d'alcool d'une densité de 0,821 dissolvent 100 parties d'oléate à 50°.

100 parties d'éther bouillant peuvent dissoudre au moins 3,43 parties d'oléate.

La solution aqueuse d'oléate de potasse est précipitée par les eaux de chaux, de baryte, de strontiane, et par tous les sels solubles, excepté ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque, et probablement de lithine.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur amère et alcaline.

V. PRÉPARATION.

On le prépare directement.

VI. USAGES.

Il est la base des savons mous; conséquemment sa connaissance intéresse le teinturier.

CHAPITRE XVIII.

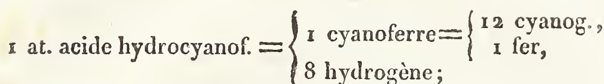
DE L'HYDROCYANOFERRATE DE POTASSE.

I. DÉFINITION, NOMENCLATURE ET COMPOSITION.

Dans la 19e leçon, page 34, nous avons exposé la composition de l'acide hydrocyanoferrique, et nous avons vu (*pag.* 35 et 36) quelle doit être l'action de cet acide sur les oxides à 2, à 3 et à 4 atomes d'oxigène dans l'hypothèse où son hydrogène se porte sur leur oxigène pour constituer de l'eau, et où il se forme un double cyanure.

Lorsque l'acide hydrocyanoferrique ne forme pas de composé solide en réagissant sur les oxides salifiables, on peut croire qu'il s'y combine sans éprouver de changement dans sa composition, et l'on peut donner conséquemment le nom d'*hydrocyanoferrate* au composé produit : c'est l'hypothèse que nous admettrons pour la matière qui se trouve dans l'eau où l'on a fait agir de la potasse sur du bleu de Prusse en excès : tant qu'elle est en dissolution, nous

la considérerons comme formée de


1 at. acide hydrocyanof. = { 1 cyanoferre = { 12 cyanog., 1 fer, } 8 hydrogène;


2 at. de potasse. . . . . = { 4 oxigène, 2 potassium.

Nous l'appellerons en conséquence *hydro-cyanoferrate de potasse*; c'est le *prussiate triple de potasse*, le *prussiate ferrugineux* ou *ferruré de potasse.*

II. PROPRIÉTÉS.

Cette dissolution est d'un jaune de citron.

Elle est neutre aux réactifs colorés.

Elle précipite un grand nombre de sels métalliques, et la couleur plus ou moins stable de plusieurs de ces précipités les rend intéressans pour le teinturier.

DISSOLUTIONS SALINES PRÉCIPITÉES PAR L'HYDROCYANOFERRATE DE POTASSE.

A. *en blanc* . . . . . celles d'argent,
— de cérium,
— de protoxide de cuivre,
— d'étain,
— de protoxide de fer,
— de protoxide de manganèse,
— de deutoxide de mercure?
— d'or,
— de plomb,
— de zinc.

B. *en jaune serin* . . .	—	de bismuth,
	—	de zircone.
C. *en jaune roux*. . .	—	de palladium.
D. *en rouge marron.*	—	de deutoxide de cuivre.
E. *en rouge brun*. . .	—	de peroxide de titane,
	—	*id.* d'urane.
F. *en bleu*.	—	de peroxide de fer.
G. *en vert léger* . . .	—	de nickel.
H. *en vert assez foncé.*	—	de cobalt.

Les précipités produits peuvent rentrer dans les quatre cas suivans :

1° Ils contiennent une quantité d'hydrogène et d'oxigène égale à celle de l'acide hydrocyanoferrique et de l'oxide métallique qui ont réagi ;

2° Ils en contiennent une quantité plus forte ;

3° Ils en contiennent une quantité moins forte ;

4° Ils ne contiennent ni hydrogène ni oxigène.

Dans les deux premiers cas, il est impossible aujourd'hui d'établir en principe que les précipités sont 1° des *hydrocyanoferrates anhydres* ou *hydratés*, ou qu'ils sont 2° des *cyanoferrures* ou *cyanures doubles hydratés;* mais, le plus souvent, la dernière opinion nous paraît préférable, par la raison que la plupart de ces précipités abandonnent à l'état d'eau leur hydro-

gène et leur oxigène, soit par la chaleur, soit par leur exposition au vide sec.

Dans le troisième cas, nous admettons, comme l'hypothèse la plus simple, que les précipités sont des cyanures doubles hydratés, ou plutôt des cyanoferrures hydratés.

Quant au quatrième cas, il n'y a pas lieu à interprétation, car les précipités sont évidemment de doubles cyanures anhydres, ou plutôt des cyanoferrures anhydres.

La solution d'hydrocyanoferrate de potasse ne précipite pas la dissolution de protoxide de chrôme, de protoxide d'antimoine, d'oxide de tellure, de platine (1), de rhodium, d'alumine, de glucine, de magnésie, de chaux, de strontiane, de baryte, de soude et de potasse.

L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates ne la précipitent pas.

Il en est de même de l'acide gallique.

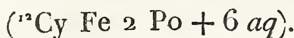
Nous avons vu comment M. Porrett a séparé l'acide hydrocyanoferrique de la potasse, en versant dans la solution de ce sel de l'acide tartrique dissous dans l'alcool (19e *leçon*, *pag*. 38).

(1) A moins que les solutions ne soient concentrées; dans ce cas c'est la potasse qui précipite le platine à l'état de double chlorure.

Les acides sulfurique, hydrochlorique, acétique, etc., etc. faibles, chauffés avec la solution d'hydrocyanoferrate de potasse, en dégagent de l'acide hydrocyanique, et il se précipite une *matière blanche* qui devient bleue à l'air, et dont la nature n'a pas été bien déterminée. Lorsque la solution d'hydrocyanoferrate est concentrée, elle donne des cristaux d'un jaune de citron, que nous allons examiner sous le nom de *cyanoferrure de potassium.*

CHAPITRE XIX.

CYANOFERRURE DE POTASSIUM



(^{12}Cy Fe 2 Po + 6 *aq*).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Cyanoferre	50,23	1 . .	2658,91
Potassium.	37,02	2 . .	1959,66
Eau	12,75	6 . . .	674,88
	100,00	poids at.	5293,45

Compositions équivalentes.

	en poids.	en atomes.	
Cyanure de fer. . . .	25,29	1 . .	1338,59
Cyanure de potassium	61,96	2 . .	3279,98
Eau.	12,75	6 . .	674,88
	100,00	poids at.	5293,45

ou

Acide hydrocyanoferriq.	51,17	1 . .	2708,80
Potasse	44,58	2 . .	2359,66
Eau	4,25	2 . .	224,96
	100,00	poids at.	5293,45

Nous n'admettons pas la dernière composition, par la raison que le composé abandonne tout son hydrogène et son oxigène sous forme d'eau quand il est exposé à une température de

60°, ou, dans le vide sec, à une température de 13°.

II. NOMENCLATURE.

Prussiate de potasse ferrugineux ou *ferruré cristallisé, double cyanure de fer et de potassium.*

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en rhomboïdes.
Sa densité est de 1,833.
Il est d'un jaune de citron.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il n'éprouve aucun changement à l'air, si ce n'est une très-légère efflorescence quand l'atmosphère est sèche.

Il est insoluble dans l'alcool.

A 12°,2 100 p. d'eau en dissolvent 27,8 p.
A 93°,3 — — 90,6

Nous avons admis qu'il se transforme alors en hydrocyanoferrate de potasse.

Le cyanoferrure hydraté devient anhydre, comme nous l'avons dit, par la chaleur et son exposition au vide sec.

L'acide sulfurique concentré le dissout dans cet état, avec production de chaleur. La solution ne se décompose pas à 100° : elle est sans couleur : exposée à l'air libre, elle en attire

l'humidité, devient pulpeuse, et donne des cristaux de bisulfate de potasse et d'acide hydrocyanoferrique, suivant M. Berzelius.

L'acide hydrochlorique liquide concentré sépare de l'acide hydrocyanoferrique du cyanoferrure, suivant M. Robiquet.

L'acide nitrique chaud le décompose, suivant M. Thomson; il se dégage du cyanogène, et ensuite de l'azote, de l'acide carbonique et du deutoxide d'azote; l'acide contient du fer et de la potasse à l'état de nitrate.

Le gaz hydrosulfurique qu'on fait passer sur le cyanoferrure de potassium chauffé suffisamment, donne lieu à un dégagement d'hydrosulfate d'ammoniaque, à une production de sulfure de fer, et d'un cyanosulfure de potassium.

2 parties de cyanure double et une partie de soufre, fondues ensemble, donnent du sulfure de fer, et du cyanosulfure de potassium, qui est soluble dans l'eau, et susceptible de précipiter le sulfate de fer en rouge. Cette dissolution peut être considérée comme celle d'un hydrocyanosulfate de potasse.

Le cyanoferrure de potassium se fond au rouge obscur sans s'altérer. Au rouge cerise, il se décompose, ainsi que nous l'avons dit (19e

leçon, page 24); du gaz azote se dégage, du fer se sépare à l'état de quadrocarbure, suivant M. Berzelius, et le cyanure de potassium n'est pas altéré.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur légèrement amère.

Il est inodore.

VI. PRÉPARATION.

On peut le préparer en faisant réagir l'eau de potasse à chaud sur du bleu de Prusse purifié par les acides et employé en excès; on fait ensuite concentrer et cristalliser la liqueur filtrée; mais ce procédé est cher.

En grand, on le prépare en chauffant au rouge dans des creusets de fonte un mélange de 1 partie de charbon animal et de 1 à 2 parties de sous-carbonate de potasse; pendant qu'on chauffe les matières, on les remue de temps en temps avec un ringard de fer. On traite le produit de la calcination, quand il est refroidi, par l'eau, et on fait cristalliser la liqueur filtrée.

Pour purifier les cristaux autant que possible d'un excès de fer, on les fond en vase clos; on dissout la matière, après la fonte, dans l'eau, pour la faire recristalliser.

Au lieu du charbon animal, on emploie, avec moins d'avantage, du sang desséché ou de la corne, ou un mélange de ces deux matières.

VII. USAGES.

Le cyanoferrure de potassium est employé à l'état de dissolution aqueuse dans la teinture. Tout le monde sait que c'est au moyen de cette dissolution acidulée que M. Raymond a teint la soie en bleu de Prusse, après avoir fixé du peroxide de fer sur cette étoffe.

On peut, par des procédés analogues à celui de ce chimiste, faire, avec la même solution, différentes couleurs sur la soie, etc., qu'on a imprégnée préalablement d'oxides métalliques, qui, en réagissant sur l'acide hydrocyanoferrique, donnent des composés diversement colorés.

Enfin, la solution de cyanoferrure de potassium est un excellent réactif pour reconnaître la présence de plusieurs métaux dissous dans l'eau par l'intermède des acides.

VINGT-CINQUIÈME LEÇON.

ÉTUDE SPÉCIALE DE PLUSIEURS SELS A BASE DE SOUDE.

CHAPITRE PREMIER.

SULFATE DE SOUDE $({}^{2}\dddot{S}\ \ddot{S}o)+(20\ aq)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique.	56,18	2 . . .	1002,32
Soude	43,82	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1784,16
Acide sulfurique.	24,85	2 . . .	1002,32
Soude	19,38	1 . . .	781,84
Eau	55,77	20 . . .	2249,60
	100,00	poids at.	4033,76

II. NOMENCLATURE.

Sel de Glauber, sel admirable.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes hexaèdres terminés par des sommets dièdres, ou en prismes à 4 pans terminés par des pyramides à 4 faces.

Il est incolore; ses cristaux sont remarquables par leur transparence.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est efflorescent.

Suivant M. Gay-Lussac, 100 parties d'eau dissolvent

à zéro	5,02	parties.
à 17,91	16,73	—
à 30,75	43,05	—
à 32,73	50,65	—
à 70,61	44,35	—
à 103,17	42,65	—

La solution de sulfate de soude faite à chaud et, encore chaude, renfermée dans un flacon qu'elle remplit entièrement, ou introduite dans le vide d'un tube à baromètre, conserve sa liquidité après qu'elle est refroidie : mais elle cristallise dès qu'on lui rend le contact de l'air.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur qui d'abord est fraîche et salée, et ensuite amère et désagréable.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se trouve dans la nature, à l'état solide, uni au sulfate de chaux, et à l'état de dissolution, dans les *eaux salées*.

Les végétaux qui croissent dans la mer, sur ses bords ou dans les terrains salés, en contiennent une quantité notable.

VII. PRÉPARATION.

Le sulfate de soude du commerce provient de l'évaporation des eaux salées, ou de la décomposition du chlorure de sodium par l'acide sulfurique.

A. Les eaux salées déposent par la concentration une matière appelée *schelot*, qui est formée principalement de sulfate de soude anhydre et de sulfate de chaux : on la lave avec de l'eau froide, afin d'enlever le chlorure de sodium qui est à sa surface, puis on la traite par l'eau bouillante, pour dissoudre le sulfate de soude. La solution, séparée du résidu formé par le sulfate de chaux indissous, donne du sulfate de soude cristallisé, après avoir été concentrée et refroidie.

B. On décompose dans des fours à réverbère le chlorure de sodium par l'acide sulfurique hydraté.

VIII. USAGES.

Le sulfate de soude est surtout employé pour préparer la soude dite artificielle.

CHAPITRE II.

SULFITE DE SOUDE $({}^{2}\ddot{S}\,\ddot{S}o)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfureux.	50,65	2 . . .	802,32
Soude	49,35	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1584,16

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est cristallisable en prismes à 4 pans à sommets dièdres, ou en prismes à six pans.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est alcalin au tournesol rouge, et ramène au bleu la teinture de violette rougie par un acide.

Il est efflorescent.

Il exige pour se dissoudre environ 4 parties d'eau à 15°, et moins que son poids d'eau bouillante.

Exposé à l'air, il se convertit en sulfate sans que sa neutralité change.

Le chlorate de potasse, chauffé avec lui, le change également en sulfate neutre.

Le chlore, l'acide nitrique, produisent le même effet.

Le sulfite de soude exposé au feu se réduit en sulfate et en sulfure.

IV. PRÉPARATION.

C'est en faisant passer du gaz acide sulfureux dans du sous-carbonate de soude ou de l'hydrate de soude dissous dans l'eau, qu'on prépare ce sulfite. S'il y a un excès d'acide, il faut ajouter une quantité convenable de soude. On doit éviter le contact de l'air autant que possible.

CHAPITRE III.

BISULFITE DE SOUDE $({}^{4}\ddot{S}\,\ddot{S}o)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfureux.	67,24	4 . . .	1604,64
Soude	32,76	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	2386,48

II. PROPRIÉTÉS.

Suivant MM. Gay-Lussac et Welter, ce sel ne rougit pas la teinture de tournesol.

CHAPITRE IV.

HYPOSULFITE DE SOUDE ($^{2}\ddot{S}^{2}\ \ddot{S}o$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfureux.	60,64	2 . . .	1204,64
Soude.	39,36	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1986,48

II. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en prismes à 4 pans inclinés les uns sur les autres, terminés par des pyramides très-courtes.

Il est transparent.

Il ne s'altère que difficilement à l'air.

Il est assez soluble dans l'eau.

L'acide sulfurique concentré en dégage du gaz acide sulfureux, mêlé d'un peu d'acide hydrosulfurique; en même temps il se précipite du soufre.

L'acide sulfurique faible, l'acide hydrochlorique, etc., etc., produisent les mêmes effets, sauf qu'il ne se développe pas d'acide hydrosulfurique.

III. PRÉPARATION.

On peut le préparer par différens procédés,

1° En saturant d'acide hydrosulfurique une solution de sulfite de soude, filtrant et faisant évaporer spontanément la liqueur;

2° En mêlant des solutions de sulfite et d'hydrosulfate de soude.

CHAPITRE V.

CARBONATE DE SOUDE $(^{4}\ddot{C}\,\ddot{S}o) + (2\,aq)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide carbonique.	58,48	4 . . .	1101,32
Soude	41,52	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1883,16
Acide carbonique.	52,24	4 . . .	1101,32
Soude.	37,09	1 . . .	781,84
Eau	10,67	2 . . .	224,96
	100,00	poids at.	2108,12

II. NOMENCLATURE.

Bicarbonate de soude, carbonate de soude neutre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en petits feuillets rhomboïdaux nacrés.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il n'est ni efflorescent ni déliquescent.

Il est soluble dans 12 parties d'eau froide.

Les propriétés de cette solution sont analogues à celles de la solution du carbonate de potasse.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il n'a qu'une légère saveur alcaline.

VI. PRÉPARATION.

On le fait en saturant de gaz acide carbonique une solution de sous-carbonate de soude.

CHAPITRE VI.

SOUS-CARBONATE DE SOUDE $(^2\ddot{C}\,\ddot{S}o)$ $+ (20\,aq)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide carbonique.	39,83	2 . . .	550,66
Soude.	60,17	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1332,50
Acide carbonique.	15,37	2 . . .	550,66
Soude.	21,83	1 . . .	781,84
Eau	62,80	20 . . .	2249,60
	100,00	poids at.	3582,10

II. NOMENCLATURE.

Carbonate de soude des chimistes, qui nomment le précédent bicarbonate de soude. — Bisous-carbonate de soude.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes rhomboïdaux.

Il éprouve la fusion aqueuse.

Il n'est pas décomposé par la chaleur, sauf qu'il devient anhydre s'il est hydraté.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est efflorescent.

Il se dissout dans 2 parties d'eau froide et dans moins que son poids d'eau bouillante.

Ses propriétés sont analogues à celles du sous-carbonate de potasse.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur alcaline.

VI. PRÉPARATION.

C'est en lessivant à froid la soude artificielle ou naturelle qu'on a tenue dans un endroit humide pour la faire effleurir; c'est en faisant concentrer et cristalliser la lessive, puis purifiant les cristaux par de nouvelles dissolutions et cristallisations, qu'on parvient à se le procurer à l'état de pureté.

Si l'on n'exposait pas les soudes à l'air humide avant de les lessiver, il serait très-difficile de les épuiser d'alcali avec économie, par la raison qu'une partie au moins est comme frittée avec la partie insoluble.

VII. USAGES.

Ce sel peut être employé dans plusieurs opérations de teinture, particulièrement pour préparer les laines à recevoir les matières colorantes.

Il est employé pour dissoudre la matière colorante du carthame.

Je l'ai employé avec un grand avantage pour débouillir des verts sur laine faits au bleu de Saxe et au bois jaune.

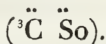
Il sert à détacher.

Il agit comme alcali pour virer plusieurs couleurs.

Mais toutes les fois que le teinturier veut le faire agir sur la laine, il doit avoir égard à son état d'hydratation; autrement il courrait le risque d'en employer trop ou trop peu. Et comme ce sel a une action altérante très-grande sur la laine lorsqu'il est chauffé avec elle, un excès pourrait avoir de grands inconvéniens.

CHAPITRE VII.

SESQUISOUS-CARBONATE DE SOUDE



($^3\ddot{C}\ \ddot{S}o$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide carbonique	50,37	3 . . .	825,99
Soude	48,63	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1607,83

II. PROPRIÉTÉS, ETC.

Ce sel a été découvert en Barbarie, cristallisé en prismes aplatis adhérens les uns aux autres, de manière à former des masses dures, compactes.

Il a été trouvé aussi en Amérique.

APPENDICE.

SOUDES DU COMMERCE.

1. PRÉPARATION.

On prépare pour les arts *la soude* dite *artificielle* et la *soude* dite *naturelle*.

A. *Préparation de la* SOUDE *dite* ARTIFICIELLE.

La *soude* dite *artificielle* se prépare en décomposant à chaud le sulfate de soude par un mélange de craie et de charbon.

On se procure le sulfate de soude en décomposant dans des fours à réverbère 200 livres de chlorure de sodium par 276 livres d'acide sulfurique à 45°. Le mélange est chauffé d'abord sur une sole doublée de plomb; et ensuite, quand il est sec, on le chauffe davantage sur une autre sole carrelée en briques qui fait partie du même fourneau; cette sole est plus rapprochée du foyer que l'autre.

On mêle ensuite

sulfate de soude	1000 livres.
craie	1200
charbon	550

Ou encore

sulfate de soude	1000 livres.
craie	1000
charbon	611.

Les matières sont mélangées et écrasées au moyen d'une meule verticale.

Le mélange est introduit dans un four à réverbère de forme ovoïde, dont la sole est carrelée en briques réfractaires, et dont on doit avoir porté la température au-dessus du rouge cerise. On remue les matières avec un ringard de fer tous les quarts d'heure, et cela est surtout nécessaire lorsqu'elles entrent en fusion. La fonte est pâteuse, et des gaz carbonique, hydrogène et oxide de carbone s'en dégagent en la boursoufflant. L'opération est terminée lorsque la matière est homogène; alors on la retire du fourneau; de molle qu'elle est, elle devient dure par le refroidissement.

Les mélanges précédens donnent à peu près 1666 livres de soude contenant de 0,32 à 0,33 de sous-carbonate.

Voici ce qui se passe dans le four à réverbère : le charbon réduit le sulfate de soude en sulfure de sodium en passant à l'état d'acide carbonique et d'oxide de carbone; la craie se

divise en deux portions, l'une se réduit en chaux et en acide carbonique qui se dégage; l'autre cède au sodium son oxigène et son acide carbonique (du moins une partie) (1), pendant que son calcium absorbe le soufre, et que le sulfure qui en résulte s'unit à la chaux de la première portion de craie.

Avant de lessiver la soude artificielle, il est bon de l'exposer préalablement dans un lieu humide, où elle se délite en attirant l'humidité de l'air, et probablement de l'acide carbonique. Dans tous les cas, il faut la lessiver avec de l'eau froide, et non avec de l'eau chaude, afin d'éviter la réaction du sous-carbonate de soude sur le sulfure de calcium.

La lessive de la soude artificielle concentrée et refroidie donne du sous-carbonate de soude cristallisé.

B. *Préparation de la* SOUDE *dite* NATURELLE.

On obtient la soude dite naturelle en brûlant des végétaux qui croissent dans la mer ou dans des terrains salés.

(1) Car il ne paraît pas probable que la présence d'un excès de charbon ne s'oppose pas à ce que la soude prenne la quantité d'acide carbonique nécessaire à la constitution du sous-carbonate.

On rassemble ces végétaux, on les expose au soleil pour les sécher, on en fait des tas, puis on creuse une fosse de trois pieds de profondeur et de quatre de largeur; on y met une certaine quantité des végétaux qu'on veut brûler, on les allume, et on alimente la combustion pendant plusieurs jours avec de nouvelles quantités de ces mêmes végétaux. Le résidu diffère des cendres des plantes terrestres; au lieu d'être, comme elles, peu cohérent et blanc léger, il est en masse compacte, noire, et comme demi vitrifiée. C'est dans cet état que la soude est mise dans le commerce.

Pour la lessiver d'une manière économique, il faut la concasser, et l'exposer dans un endroit humide, afin qu'elle se délite en absorbant de l'humidité et de l'acide carbonique.

2. VARIÉTÉS DES SOUDES DU COMMERCE.

On prépare en Espagne et en France diverses variétés de soude naturelle :

1° La *soude d'Alicante de première qualité*, appelée *soude douce, barille douce.*

Elle est d'un gris cendré; l'intérieur en est homogène et bien fondu. Elle provient du *salsola sativa* ou *barille* que l'on cultive à cet effet.

2° La *soude d'Alicante de deuxième qualité*, appelée *soude* ou *barille mélangée*.

Elle est d'une couleur plus foncée que la précédente; l'intérieur n'est point aussi compacte, et présente beaucoup de petites cavités.

3° La *soude d'Alicante de troisième qualité*, ou la *bourde*.

Elle est préparée avec toutes les plantes qu'on a pu rassembler sur le littoral; elle n'a pas l'homogénéité des précédentes, on y aperçoit des morceaux de charbon.

4° La *soude* dite *de Carthagène*, semblable, par l'aspect, à la soude d'Alicante de seconde qualité, se place entre elle et la bourde.

5° La *soude de Narbonne* se prépare dans ce pays en brûlant le *salicornia annua*, que l'on cultive à cet effet.

6° La *blanquette*, ou *soude d'Aigues-Mortes*, se prépare avec toutes les plantes qui croissent sur le bord de la mer entre Frontignan et Aigues-Mortes.

7° Le *varec*, ou *soude de varec*, ou *sel de varec*, se prépare en Normandie, en brûlant des fucus ou varec. Cette soude contient une quantité remarquable de sels à base de potasse.

3. COMPOSITION DES SOUDES DU COMMERCE.

Les soudes du commerce (celle de varec excepté) peuvent contenir un assez grand nombre de substances :

1. Soude plus ou moins carbonatée.
2. Sulfate de soude.
3. Sulfite de soude.
4. Hyposulfite de soude.
5. Chlorure de sodium.
6. Sulfure de sodium.
7. Cyanure de sodium (manque dans la soude arficielle).
8. Sous-carbonate de chaux.
9. Sulfure de calcium + chaux.
10. Sous-carbonate de magnésie (manque dans la soude artificielle).
11. Sufure de fer.
12. Silice.
13. Alumine.
14. Sous-phosphate de chaux.
15. Sous-phosphate de magnésie (manque dans la soude artificielle).

La soude de varec contient, suivant M. Gay-Lussac :

Du chlorure de sodium,
Du chlorure de potassium,
Du sulfate de potasse,
Du sous-carbonate de soude de 0,01 à 0,03.
De l'iodure de potassium } quelques millièmes.
De l'hyposulfite de potasse }

La soude de varec se reconnaît à ce que, délayée dans un peu d'eau avec un peu d'empois, elle développe une couleur violette par l'addition de quelques gouttes de chlorure de chaux.

La soude que donnent les végétaux par la combustion ne se forme pas dans cette opération; elle est simplement mise à nu, comme cela a lieu pour la potasse; elle tire son origine de la mer ou du sol dans lequel les végétaux ont crû : c'est pourquoi, lorsque les plantes qui, cultivées sur les bords de la mer, donnent de la soude, sont cultivées dans l'intérieur des terres où elles ne peuvent trouver de chlorure de sodium, elles contiennent des sels à base de potasse. C'est ce que Duhamel, M. Vauquelin et Broussonet ont constaté à diverses époques. M. Vauquelin a vu en outre que la plus grande partie du sous-carbonate de soude des cendres du *salsola soda* provient de la décomposition de l'oxalate de soude, et il pense qu'une autre portion peut venir de la décomposition d'une partie du sulfate de soude qui est décomposé par la craie et le charbon.

C'est parce qu'il y a dans les plantes qui croissent dans les terrains salés une plus forte portion de matière fusible au feu que dans les cen-

dres des végétaux terrestres, que la soude du commerce est en masse compacte, au lieu d'être en cendres pulvérulentes; c'est à cause de la facilité qu'on a à transporter la soude, et en outre à la difficulté qu'on éprouverait si on voulait, au moment où elle vient d'être préparée, en séparer la matière soluble, qu'on la verse dans le commerce telle qu'elle sort des fours où les plantes d'où elle provient ont été brûlées.

4. ESSAI DES SOUDES ET DES SELS DE SOUDE.

A. *PRINCIPES.*

Les principes généraux sur lesquels repose la détermination de la proportion de l'alcali vénal des soudes du commerce, qui peut y être à l'état caustique, d'hydrate de sous-carbonate ou de carbonate, sont les mêmes que ceux que nous avons posés dans la leçon précédente (*page* 43), en parlant de l'essai des potasses du commerce.

B. *APPLICATION.*

B'. *Préparation de l'acide sulfurique normal.*

L'acide sulfurique normal, qui sert à l'essai des potasses, sert à l'essai des soudes (24e *leçon, pag.* 45); mais 100 parties d'acide anhydre saturent 77,98 de soude et 129,6 de sous-carbo-

nate, tandis que la même quantité d'acide en sature 117,75 de potasse.

1 centimètre cube d'acide normal représente donc $0^{gr.}$,1000 d'acide sulfurique anhydre qui neutralisent $0^{gr.}$,07798, ou $0^{gr.}$,078 de soude pure, ou $0^{gr.}$,1296 de sous-carbonate.

B″. *Préparation de la liqueur alcaline pour l'essai.*

Deux cas se présentent dans l'essai des soudes et des sels de soude, relativement à la dissolution de ces matières dans l'eau; ou la dissolution est complète, ou elle est incomplète.

Le premier cas n'a lieu que pour les sels de soude.

Le second, conséquemment, n'a lieu que pour les soudes du commerce proprement dites.

Premier et deuxième cas.

On opère comme il est dit dans la leçon précédente (*pag.* 47).

B‴. *Neutralisation de la liqueur alcaline par l'acide normal.*

Avant de procéder à la neutralisation des soudes, il faut reconnaître si elles contiennent du sulfure, du sulfite et de l'hyposulfite de

soude. Nous allons examiner les cas qui peuvent se présenter relativement à la présence de ces corps.

Premier cas.

La soude ne contient ni sulfure, ni sulfite, ni hyposulfite.

On reconnaît une soude qui est dans ce cas à ce qu'elle ne dégage ni acide hydrosulfurique, ni acide sulfureux, et qu'elle ne devient pas laiteuse quand on a versé de l'acide sulfurique dans sa dissolution.

On prend 100 centimètres cubes de liqueur alcaline avec la pipette graduée P (*pl.* 3, *fig.* 7), en supposant que 500cc de cette liqueur représentent toute la partie soluble de 50 grammes de soude. Si la solution de cette quantité de soude occupe plus de 500 centimètres, on en prendra le cinquième, afin d'avoir toujours un volume de liquide qui représente l'alcali contenu dans 10 grammes de la soude qu'on essaie.

On versera cette liqueur dans le vase cylindrique V (*pl.* 3, *fig.* 8), où elle doit former une couche de 0m,03 à 0m,04 de profondeur; on la colorera en bleu avec du tournesol.

La burette B (*planch.* 3, *fig.* 9) étant remplie

d'acide normal, on procèdera à la neutralisation avec le même soin que pour l'essai des potasses, et on retranchera du volume de l'acide normal versé de la burette autant de $\frac{1}{5}$ de centimètre cube + 1 qu'il y aura de traits rouges permanens tracés sur le papier de tournesol avec la liqueur que l'on a neutralisée.

Le volume de l'acide normal nécessaire à la neutralisation étant ainsi déterminé, on a le moyen de déterminer la valeur vénale de la soude ou du sel de soude.

En effet,

100 centimètres cubes d'acide normal neutralisant $7^{gr.},798$ de soude et $12^{gr.},96$ de sous-carbonate de soude, il suffira de multiplier par l'un ou l'autre de ces nombres le nombre de centimètres cubes d'acide normal nécessaires à la neutralisation de la soude ou du sel de soude, et de diviser par 100, pour avoir la quantité d'alcali ou de sous-carbonate contenue dans la matière de l'essai.

Supposons, par exemple, que 10 grammes de soude ou de sel de soude aient demandé $47^{cc},5$ d'acide normal, suivant qu'on voudra avoir la quantité de soude ou de sous-carbonate, on aura les proportions

$$100 : 7{,}798 :: 47{,}5 : X = \frac{7{,}798 \times 47{,}5}{100} = 3{,}69$$

$$100 : 12{,}96 :: 47{,}5 : X = \frac{12{,}96 \times 47{,}5}{100} = 6{,}15$$

On voit d'après cela,

1° Que 10 parties de la soude ou de sel de soude essayé contiennent 3,69 parties de soude pure, ou 6,15 de sous-carbonate, ou pour le quintal 36,9 de potasse, ou 61,5 de sous-carbonate;

2° Qu'il suffit de diviser par 10 le produit des deux moyens des proportions précédentes pour avoir l'alcali vénal du quintal.

Deuxième cas.

Neutralisation d'une liqueur contenant avec la soude du sulfite ou du sulfure sans hyposulfite.

A. *Soude contenant du sulfite.*

CARACTÈRE.

La solution dégage du gaz acide sulfureux sans mélange d'acide hydrosulfurique et sans dépôt de soufre.

L'acide sulfureux est bien reconnaissable à l'odeur.

On fait évaporer à sec dans une capsule de platine 100 centimètres cubes de lessive de soude

préparée comme je l'ai dit précédemment, et dans laquelle on ajoute quelques grammes de chlorate de potasse; on expose le résidu à une chaleur rouge obscure, puis on ajoute au résidu 100 centimètres cubes d'eau environ pour le dissoudre, et on neutralise la liqueur par l'acide normal, ainsi qu'il a été dit plus haut.

Expliquons le motif de cette opération.

Rappelons

1° Que l'acide sulfureux s'unit en deux proportions à la soude (comme je l'ai dit *pag.* 4 et 5); que le sulfite neutre est alcalin au tournesol et à la teinture de violettes rougie par un acide, et que le bisulfite ne rougit pas la teinture de tournesol, suivant MM. Gay-Lussac et Welter;

2° Qu'en ajoutant au sulfite de soude l'oxigène nécessaire pour convertir son acide en acide sulfurique, on a un sel neutre aux réactifs colorés (*pag.* 4).

D'après cela, si l'on n'eût pas converti le sulfite de soude en sulfate, il serait arrivé que l'acide normal versé dans la lessive alcaline aurait neutralisé non-seulement la soude vénale, mais encore la moitié de la soude du sulfite neutre, avant qu'on eût pu s'en apercevoir au papier de tournesol, par la raison que

l'acide sulfureux de la moitié du sulfite décomposé aurait formé avec l'autre moitié du sulfite, du bisulfite; conséquemment, l'on se serait trompé en plus sur le titre de la soude d'une quantité de base égale à la moitié de celle du sulfite.

Il est évident, d'après cela, que si on fait deux essais, 1° l'un sur la lessive non traitée par le chlorate de potasse, 2° l'autre sur la lessive traitée par du chlorate, en prenant la différence des deux essais, et la doublant, on aura la quantité d'alcali unie à l'acide sulfureux.

B. *Soude contenant du sulfure de sodium.*

CARACTÈRE.

Une soude qui contient du sulfure se reconnaît à ce que sa lessive dégage de l'acide hydrosulfurique reconnaissable à son odeur et à la couleur noire qu'il fait prendre au papier imprégné de sous-carbonate de plomb.

On traite le résidu de l'évaporation de 100cc de cette soude par le chlorate de potasse, comme je viens de le dire, puis on procède à la neutralisation.

Le motif de cette opération est que le sulfure est converti en sulfate de soude neutre, et que

si l'on n'eût pas opéré cette conversion, l'acide normal aurait neutralisé et la soude vénale, et le sodium du sulfure; dès lors l'essai aurait donné un excès d'alcali précisément proportionnel au sodium de cette quantité de sulfure. Il suit de là que si l'on fait deux essais,

1° L'un sur une portion de soude traitée par le chlorate,

2° L'autre sur une portion de soude qui n'aura pas subi ce traitement,

La différence donnera la quantité de soude représentant le sulfure de sodium de l'alcali essayé.

Troisième cas.

Neutralisation d'une liqueur contenant avec la soude de l'hyposulfite sans sulfure ni sulfite.

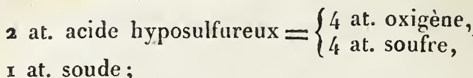
CARACTÈRE.

Une soude qui contient de l'hyposulfite sans sulfure ne dégage que de l'acide sulfureux par l'acide sulfurique, et devient en même temps laiteuse parce qu'il se dépose du soufre.

L'essai se fait absolument comme celui d'une soude dépourvue de sulfite et de sulfure.

En voici la raison :

1° L'hyposulfite de soude neutre étant formé de


2 at. acide hyposulfureux = { 4 at. oxigène, 4 at. soufre,
1 at. soude;

si on le calcinait avec du chlorate de potasse, il est évident que l'on aurait 4 atomes d'acide sulfurique au lieu de 2 qui sont nécessaires pour neutraliser l'atome de soude, base de l'hyposulfite; dès lors 2 atomes de l'acide sulfurique produit neutraliseraient 1 atome de soude de l'alcali vénal; dès lors l'essai donnerait une quantité d'alcali qui serait inférieure à la véritable.

2° D'après la composition de l'hyposulfite, dès qu'un atome de ce sel est neutralisé dans l'essai d'une soude qui contient ce sel, l'acide sulfureux provenant de cette décomposition ne peut former avec un autre atome d'hyposulfite un sel qui soit sans action sur le tournesol bleu; dès lors, l'acide sulfureux mis en liberté agissant sur le tournesol, il n'y a pas de raison de détruire l'acide hyposulfurique comme on détruit l'acide sulfureux dans une soude qui contient du sulfite.

Quatrième cas.

Neutralisation d'une soude contenant du sulfure, du sulfite, et de l'hyposulfite.

L'essai d'une pareille soude ne donne jamais un résultat sur lequel on puisse compter. Heureusement que ce dernier cas est très-rare, car une soude qui est préparée convenablement, et qui contient par conséquent un certain excès d'alcali, si elle est mêlée de sulfure de sodium, ne donnera jamais par son exposition à l'air que du sulfite, et non de l'hyposulfite; ainsi, de l'hyposulfite contenu dans une soude est déjà l'indice d'une mauvaise qualité.

5. HISTOIRE DE L'ESSAI DES ALCALIS PAR DES MOYENS CHIMIQUES.

Home me paraît le premier savant qui ait pensé à déterminer la valeur des alcalis au moyen des quantités d'un même acide nécessaires à leur neutralisation, mais l'état des connaissances chimiques de son temps ne lui permit pas de donner une méthode précise pour y parvenir.

M. Vauquelin s'est servi de l'acide nitrique pour déterminer la valeur vénale de six variétés

de potasse du commerce, et c'est lui qui a démontré par l'expérience l'utilité d'un pareil procédé.

Descroisilles a eu l'heureuse idée de substituer à l'évaluation en poids de l'acide l'évaluation en volume, et c'est lui qui a imaginé le tube gradué qu'on a appelé *alcalimètre*.

Enfin MM. Gay-Lussac et Welter ont donné toute la rigueur désirable aux procédés alcalimétriques.

Il est d'autant plus utile que vous vous familiarisiez avec ces procédés, que c'est en partant de l'idée de Descroisilles du titre *des liqueurs* qu'on appelle *normales*, et en faisant usage de la pipette et de la burette graduées que j'ai décrites d'après M. Gay-Lussac (*planch.* 3, *fig.* 7 et 9), que je suis parvenu à rendre les essais de teinture extrêmement précis, quoiqu'en n'opérant que sur 0gr., 5 d'étoffe; et il y a une telle économie de temps et de matière, et une si grande facilité pour multiplier les essais, et s'en rendre un compte exact, que je ne doute pas que l'ouvrage dans lequel j'ai décrit l'art de les faire ne contribue beaucoup au perfectionnement de la science de la teinture. J'aurais vivement désiré, l'année dernière, livrer à l'im-

pression ce petit ouvrage, qui est presque achevé; malheureusement, n'ayant pu empêcher que mes leçons fussent sténographiées, j'ai cru qu'il était de mon devoir de les corriger, pour qu'elles fussent moins indignes d'être offertes au public : et c'est cette publication, que je considère comme prématurée, qui me contraint à faire paraître ces deux écrits dans un ordre inverse de celui qui me semble le plus naturel.

CHAPITRE VIII.

STÉARATE DE SOUDE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide stéarique.	89,55	1 . . .	6699,50
Soude.	10,45	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	7481,34

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en plaques demi-transparentes ou en petits cristaux brillans.

Il est fusible.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

1 partie de stéarate se dissout dans 20 parties d'alcool d'une densité de 0,821 ; la solution se trouble de 71° à 69°, elle se prend en gelée qui se réduit peu à peu en petits cristaux.

100 parties de solution alcoolique saturée à 10° ne contiennent que 0,2 de partie de stéarate.

100 parties d'éther bouillant enlèvent à 1 partie de stéarate une quantité sensible d'acide stéarique.

1 partie de stéarate, macérée pendant huit jours dans 600 parties d'eau à 12°, n'éprouve pas de changement apparent; après quinze jours, l'eau contient une trace de soude.

1 partie de stéarate et 10 parties d'eau, chauffées à 90°, forment un liquide épais presque transparent qui, à 62°, est en masse solide; en ajoutant 40 parties d'eau, et en faisant chauffer, tout se dissout; la solution, reçue dans 2000 parties d'eau, est réduite en soude et en bistéarate nacré qui se dépose.

0gr.,200 de stéarate de soude, mis à 12° dans une atmosphère saturée d'eau, ont absorbé après six jours 0gr.,015 d'eau.

IV. PRÉPARATION.

On fait chauffer dans une capsule de porcelaine 20 parties d'acide stéarique avec 300 parties d'eau tenant 12 parties de soude; la combinaison s'opère; on sépare le stéarate sous forme de grumeaux d'un liquide alcalin, on le presse sur du papier, on le fait sécher, puis on le dissout dans 25 fois son poids d'alcool bouillant.

V. ÉTAT.

Il se trouve dans les savons de suif à base de soude, et plus généralement dans ceux des graisses qui contiennent de la stéarine de mouton.

VI. USAGES.

A l'état de pureté, il n'est pas employé, mais il est un des sels constituans des savons durs préparés avec les graisses qui contiennent de la stéarine de mouton.

CHAPITRE IX.

BISTÉARATE DE SOUDE.

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Acide stéarique	94,49	2 . .	13399,00
Soude	5,51	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	14180,84

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en petites paillettes brillantes.

Il est plus fusible que le stéarate.

Il est incolore.

II. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool; il se comporte avec le tournesol comme le bistéarate de potasse.

IV. PRÉPARATION.

On le prépare en faisant dissoudre 1 partie de stéarate de soude dans l'eau bouillante, et filtrant la liqueur dans 2000 à 3000 parties d'eau froide; la matière nacrée qui se dépose par le refroidissement est recueillie sur un filtre, la-

vée, puis dissoute dans l'alcool bouillant, d'où elle se dépose par le refroidissement.

CHAPITRE X.

MARGARATE DE SOUDE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide margarique	89,43	2 . . .	6615,20
Soude.	10,57	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	7397,04

II. PROPRIÉTÉS.

Elles sont analogues à celles du stéarate de soude, sauf que celui-ci est moins soluble que le margarate dans les liquides qui dissolvent ces deux sels.

CHAPITRE XI.

BIMARGARATE DE SOUDE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide margarique	94,42	4 . .	13230,40
Soude.	5,58	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	14012,24

CHAPITRE XII.

OLÉATE DE SOUDE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide oléique .	89,39	1 . . .	6587,00
Soude	10,61	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	7368,84

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il attire l'humidité de l'air, mais il n'est pas susceptible de se liquéfier dans un espace saturé de vapeur, du moins dans le même temps que cela arrive à l'oléate de potasse.

A 12° 1 partie d'oléate de soude se dissout très-bien dans 10 parties d'eau.

1 partie d'oléate ne se dissout pas à chaud dans 5 parties d'alcool d'une densité de 0,821 ; mais dans 10 parties la solution a lieu ; elle ne commence à se troubler qu'à 32°,5.

100 parties d'éther bouillant ne peuvent dissoudre complètement 2 parties d'oléate de soude ; la dissolution est un suroléate.

Il existe probablement un bioléate de soude.

IV. PRÉPARATION.

On fait chauffer dans une capsule 1 partie d'acide oléique avec 0,66 partie de soude à l'alcool dissous dans 5 parties d'eau ; on fait chauffer, en ayant soin d'agiter la matière. L'oléate de soude se présente sous la forme d'une masse gélatineuse molle, qui ne se dissout pas dans l'eau mère alcaline ; par le refroidissement, l'oléate prend plus de dureté et de tenacité que

l'oléate de potasse; on le sépare de l'eau mère, puis on le fait dissoudre dans 10 à 15 fois son poids d'alcool d'une densité de 0,821 bouillant; l'alcool évaporé laisse l'oléate de soude.

V. ÉTAT.

Il se trouve dans tous les savons du commerce à base de soude.